الأحماض الكربوكسيلية

بنية الحمض الكربوكسيلي.

① الصيغة: تشتمل جزيئة الحمض الكربوكسيلي على المجموعة الوظيفية $-COOH$ (الكربوكسيل) التي تعبّر عن خاصيته الكيميائية

والصيغة العامة للحمض الكربوكسيلي هي $R-COOH$ أو $Ar-COOH$

حيث R جذر ألكيلي، Ar حلقة أروماتية (aromatique)

مثل: C_2H_5-COOH حمض البروبانويك | C_6H_5-COOH حمض البنزويك

ومن الممكن أن تتوفر الجزيئة على وظيفتين $-COOH$ ويكون الحمض في هذه الحالة ثنائي حمض كربوكسيلي. مثال:

$HOOC-COOH$ حمض ايثان ثنائي أويك أو حمض المالونيك | $C_6H_4(COOH)_2$ حمض بنزن ثنائي أويك 2,1 أو حمض الأورتوفتاليك

② التسمية: $R-COOH$: نبدأ بكلمة حمض ثم إسم الهيدروكربور الموافق لأطول سلسلة كربونية ونختم بالمقطع (أويك - oïque)

وإذا كان الجذر R متفرعا نعيّن أطول سلسلة ونرقّم ابتداءا من الكربون الوظيفي

مثال: $CH_3-CH(CH_3)-CH_2-COOH$ حمض مثيل 3 بوتانويك

③ الأحماض الدهنية Les acides gras: هو حمض كربوكسيلي أحادي الوظيفة جزيئته غير متفرعة وتحتوي على عدد زوجي من ذرات الكربون وهو يسمى بالدهني لأن أسترته بالغليسرول أو الستيرول تؤدي الى تكوّن مواد دهنية.

مثال:

- C_3H_7-COOH حمض البوتانويك (حمض الزبدة)
- $C_{15}H_{31}-COOH$ (A. Palmitique) حمض النخل
- $C_{17}H_{35}-COOH$ (A. stéarique) حمض الشمع
- $C_{17}H_{35}-COOH$ (A. oleique) حمض الزيت (السلسلة غير مشبعة)

تحوّل الحمض الكربوكسيلي.

① القاعدة المرافقة للحمض: $R-COOH$ حمض ضعيف يتأيّن جزئيا في الماء ويتواجد في المحلول مع قاعدته المرافقة.

$$R-COOH + H_2O \rightleftharpoons R-COO^- +$$

$R-COO^-$ (أيون الكربوكسيلات)

مثال: $CH_3-COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$ ونتكلم عن المزدوجة CH_3COOH / CH_3COO^- حمض الايثانويك / أيون الايثانوات

ملاحظة: يشتق إسم القاعدة من إسم الحمض الكربوكسيلي وذلك بتعويض المقطع oïque بالمقطع oate وحذف كلمة حمض.

Scanned with CamScanner

استعمال أيون الهيدروكسيد | ① تصبين الإستر

تصبين إستر أو الحلماة القاعدية لإستر هي تفاعل كلي بين أيون الهيدروكسيد (OH^-) ... محلول مركز) و إستر

$$R-C(=O)-OR' + HO^- \longrightarrow R-C(=O)-O^- + R'-OH$$

إستر — أيون الهيدروكسيد — أيون كربوكسيلات — ...ول

تفاعل كلي تقدمه النهائي مساو لتقدمه الأعظمي

~~تحضير الصابون~~:

$$C_6H_5-CO_2-C_2H_5 + HO^- \longrightarrow C_6H_5-COO^- + C_2H_5OH$$

بنزوات الإثيل — أيون البنزوات — إيثانول

$$C_6H_5-COO^- + H_3O^+ \longrightarrow C_6H_5-COOH$$

حمض البنزويك C_6H_5-COOH

...عل التصبين هذا ...ل كلي يختفي ...ـه الإستر

ثاني: تصبين الأجسام الدهنية: الأجسام الدهنية هي مركبات طبيعية ذات أصل نباتي أو حيواني تتشكل من زيوت أو من شحوم وتتكون الأجسام الدهنية أساسا من ثلاثي غليسيريد

$CH_2-O-CO-R$
$CH-O-CO-R$
$CH_2-O-CO-R$

الصيغة العامة لثلاثي غليسيريد

الأحماض الدهنية هي أحماض كربوكسيلية ذات هيكل كربوني خطي و يتشكل من عدد زوجي من ذرات الكربون

C_3H_7-COOH : حمض البوتانويك (حمض الزبدة)

$C_{17}H_{33}-COOH$: حمض الزيت

صناعة الصابون

$$\begin{matrix} CH_2-CO_2-C_{17}H_{33} \\ | \\ CH_2-CO_2-C_{17}H_{33} \\ | \\ CH_2-CO_2-C_{17}H_{33} \end{matrix} + 3(Na^+ + OH^-) \longrightarrow 3(C_{17}H_{33}-CO_2^- + Na^+) + ...$$

جسم دهني الأولايين (زيت غذائي) — هيدروكسيد الصوديوم — الصابون (صلب) — ...رول

لاحظ: لو استعملنا $(K^+ + OH^-)$ عوض $(Na^+ + OH^-)$ سنحصل على صابون مرن

② خاصيات الصابون:

بنية الصابون تضم: $R-CO_2^-$: أيون الكربوكسيلات له خاصية هيدروفيلية (أليفة للماء) و Na^+ وليست أليفة للدهنيات (ليبوفوبية) (الأساس الكربوني)

والجذر R غالبا ما يكون ذو سلسلة طويلة ( ) الشيل الليباني

و هو هيدروفوبي (غير أليف الماء)

$R - CO_2^-$

ليبوفيلية — هيدروفيلية

⚠ هيدروفيلية ≠ هيدروفوبية | ليبوفيلية ≠ ليبوفوبية

الرأس

Scanned with CamScanner

② الحلمأة

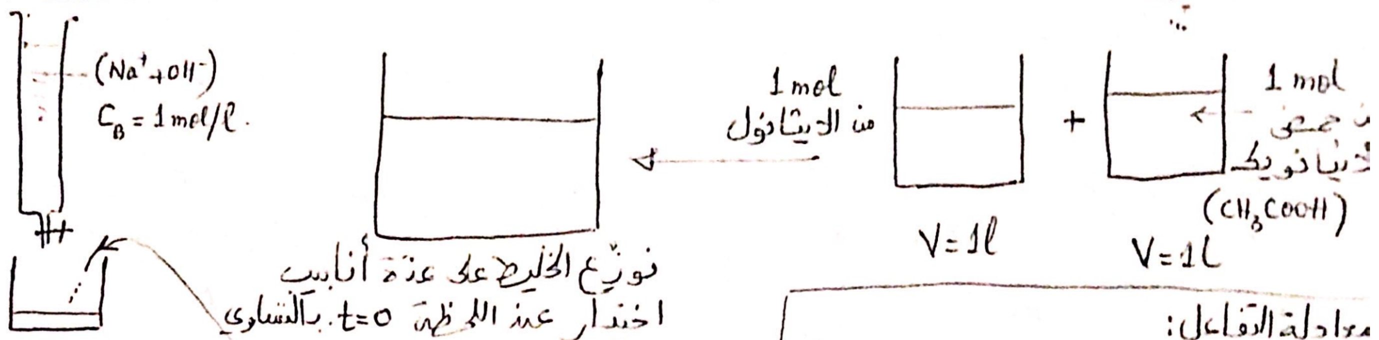
هي التفاعل المعاكس للأسترة

$$R-C\begin{smallmatrix}O\\ O-R'\end{smallmatrix} + H_2O \longrightarrow R-C\begin{smallmatrix}O\\ OH\end{smallmatrix} + R'-OH$$

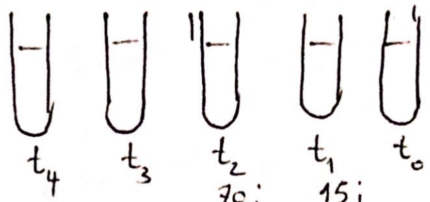
III الدراسة التجريبية لحالة توازن الأسترة والحلمأة

① تجربة : مميزات تفاعل الأسترة (تجربة العالم بيرتولو وتلميذه بيان دوسان)

معايرة | باستعمال كاشف ملون



نوزع الخليط على عدة أنابيب اختبار عند اللحظة t=0 بالتساوي.

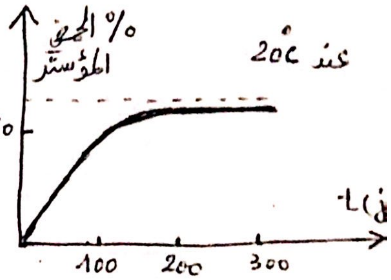


عند لحظة t_i نعمل على تحديد النسبة المئوية للإستر المتكوّن وذلك بحساب نسبة الحمض المتبقي (معايرة)

معادلة التفاعل:

$CH_3COOH + CH_3-CH_2-OH \longrightarrow CH_3-COO-CH_2+H_2O$

حمض — كحول — إستر — ماء



نحصل على النتائج التالية

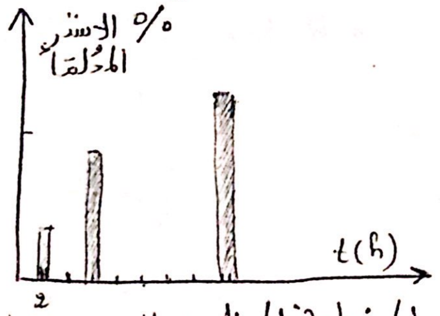
نستنتج إذن أن تفاعل الأسترة تفاعل بطيء ومحدود

② مميزات تفاعل الحلمأة

إتبع العالمان المذكوران أعلاه نفس الطريقة التجريبية لدراسة تفاعل الحلمأة التالي :

$$C_6H_5-C\begin{smallmatrix}O\\ O-CH_2-CH_3\end{smallmatrix} + H_2O \longrightarrow C_6H_5-C\begin{smallmatrix}O\\ OH\end{smallmatrix} + HO-CH_2-CH_3$$

بنزوات الإتيل (إستر) — حمض البنزويك (الاستر المُحلمأ) — إيثانول

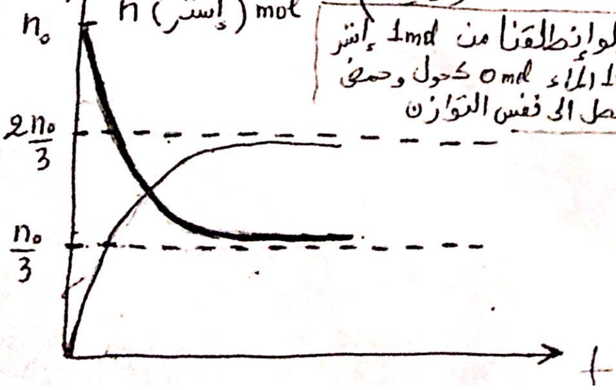


المخطط المطعمي للإستر المحلمأ عند 20°C بدلالة الزمن

نستنتج إذن أن حلمأة إستر هي أيضًا تفاعل بطيء وغير كلي (محدود)

③ التوازن أسترة - حلمأة

تفاعل الأسترة وتفاعل الحلمأة متزامنان يحدثان في منحيين متعاكسين ويؤديان الى حالة توازن كيميائي (حيث تكون سرعة الأسترة وسرعة الحلمأة متساويتين)



ولو إنطلقنا من 1mol من إستر و1mol الماء 0mol كحول وحمض نصل الى نفس التوازن

$$R-COOH + R'-OH \rightleftharpoons R-COO-R' + H_2O$$

عند التوازن

$$K = \frac{[RCOOR']_{eq}[H_2O]_{eq}}{[RCOOH]_{eq}[R'OH]_{eq}}$$

مثال :

	CH_3COOH +	CH_3-OH ⇌	$CH_3-COO-CH_3$ +	H_2O
t=0	1mol	1mol	0mol	0mol
tf	0,33	0,33	0,66	0,66

التحولات الكيميائية التي تحدث في المنحيين

I التفاعلات حمض - قاعدة

1- المزدوجات حمض/قاعدة

أ- تعاريف

حسب برونشتد: الحمض هو كل نوع كيميائي قادر على فقدان بروتون H^+
و القاعدة هي كل نوع قادر على اكتساب بروتون H^+

ب- أمثلة

NH_4^+ حمض

$$NH_4^+ \longrightarrow NH_3 + H^+$$

$$NH_4^+ + H_2O \longrightarrow NH_3 + H_3O^+$$

و نتكلم عن مزدوجة حمض/قاعدة NH_4^+/NH_3

NH_3 قاعدة

$$NH_3 + H^+ \longrightarrow NH_4^+$$

$$NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$$

CH_3COOH/CH_3COO^-

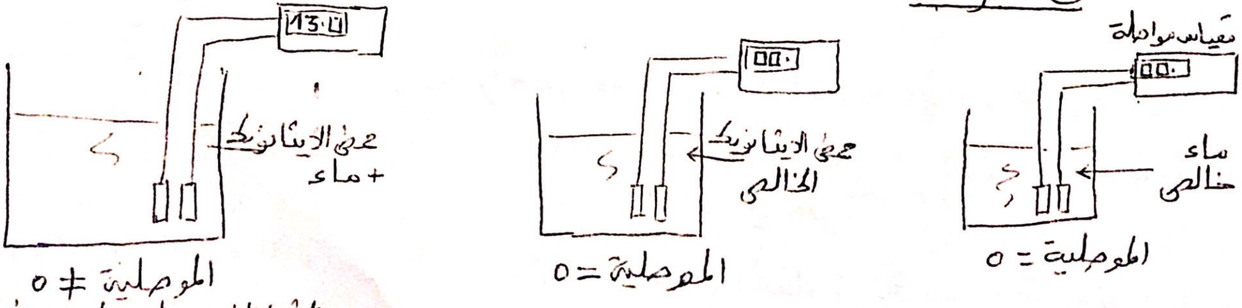
ملاحظة: بعض الأنواع الكيميائية تتصرف تارة كحمض و تارة كقاعدة و نسميها أمفوليتات مثل الماء H_2O

$$\underset{\text{حمض}}{H_2O} \rightleftharpoons H^+ + HO^- \qquad H_2O/HO^-$$

$$H_3O^+ \rightleftharpoons H^+ + \underset{\text{قاعدة}}{H_2O} \qquad H_3O^+/H_2O$$

2- تفكك حمض الايثانويك في الماء

أ) تجربة



ب) تحليل

قياس المواصلة يدل على حدوث تفاعل بين الحمض والماء، و هذا ما يؤكده تغيّر لون الكاشف BBT من الأزرق الى الأصفر دليل على أن $[H_3O^+] > [OH^-]$

و نلخص هذا التحول في معادلة التفاعل التالي:

$$\underset{\text{خالص}}{CH_3COOH} + H_2O_{(l)} \longrightarrow CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

و المزدوجتين المتدخلتين بالتفاعل هما CH_3COOH/CH_3COO^- $\quad H_3O^+/H_2O$

Scanned with CamScanner

ج) تعميم

عموما وخلال تحول حمض/قاعدة يتم تبادل البروتونات بين مزدوجتين حمض قاعدة HA_1/A_1^- و HA_2/A_2^-

$$HA_1 + A_2^- \rightleftharpoons A_1^- + HA_2$$

مثال H_3O^+/H_2O و NH_4^+/NH_3

$$H_3O^+ + NH_3 \rightleftharpoons H_2O + NH_4^+$$

II قياس PH محلول مائي

1- مفهوم PH محلول مائي

تتعلق حمضية محلول مائي بتركيز أيونات الأوكسونيوم $[H_3O^+]$.

ونعرف PH محلول مائي بالعلاقة

$$PH = -\log[H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = 10^{-PH}$$

مثال: $[H_3O^+] = 10^{-3}\ mol/l$ ⟵ $PH = -\log[H_3O^+] = 3$.

2- تحديد قيمة PH محلول مائي.

أ) بواسطة كاشف ملون

لا نستطيع تحديد قيمة الـ PH لكن من الممكن تحديد نوعية المحلول هل هو { حمضي / محايد / قاعدي

مثال: بواسطة أزرق البروموتيمول BBT نتبين أن لونه يصير أصفر إذا كانت $PH < 6$

أزرق إذا كانت $PH > 7,6$

المجال $[6 ; 7,6]$ يسمى مجال إنعطاف الكاشف BBT

ب) بواسطة ورق PH

ورق الـ PH يعطي قيمة تقريبية لـ PH المحلول بفارق 1 (وحدة)

ج) بواسطة جهاز PH متر: الذي يعطينا قياسا دقيقا لقيمة الـ PH

III تقدم تحول كيميائي.

تقدم تفاعل x يمكن من تتبع تطور تركيب مجموعة خلال تحول كيميائي وهو يعبر عن كمية مادة متفاعل التي تختفي (أو كمية مادة ناتج التي تكون حسب المعاملات الستوكيومترية) خلال مدة زمنية t.

ونتكلم عن x_m التقدم الأقصى والذي يوافق التقدم المتعلق بالاختفاء الكلي للمتفاعل المحد

تجربة: في كأس اختبار نمزج { $V = 1\ ml$ من حمض الإيثانويك / و $V_0 = 500\ ml$ من الماء المقطر } ثم بعد ذلك نقيس PH فنجد $PH = 3,1$

المعطيات: من خلال اللصيقة

CH_3COOH	% 99,5	$d = 1,05$
Acide acétique	99 - 100 %	
$C_2H_4O_2$	$M = 60,05\ g/mol$	
Point de Cristalisation :	16 - 16,6 °C	

المزدوجتين ⟵

معادلة التفاعل ⟵

$$n_i = \frac{m}{M} = \frac{\rho \cdot V}{M} = \frac{\rho_0 d V}{M} \qquad \rho_0 = 1000\ g/l$$

$$n_i = \frac{1 \cdot 10^{+3} \times 1,05 \times 1 \cdot 10^{-3}}{60} = 1,75 \cdot 10^{-2}\ mol.$$

Scanned with CamScanner

① مفهوم التفاعل غير الكلي (المحدود)

$n_i = 1,75.10^{-2}$ mol

الماء مستعمل بكثرة (بوفرة)

إذن CH_3COOH هو المتفاعل المحد

نظريا فإن $X_m = 1,75.10^{-2}$ mol

عند نهاية التفاعل نجد أن $PH = 3,1$

أي $[H_3O^+]_f = 10^{-3,1}$ mol/l

إذن $x_f = n_{H_3O^+} = [H_3O^+]_f . V_0$

$x_f = 10^{-3,1} \times 0,5 = 4.10^{-4}$ mol.

المعادلة		CH_3COOH	$+ H_2O \rightarrow$	CH_3COO^-	$+ H_3O^+$
	التقدم	n_{CH_3COOH}	n_{H_2O}	$n_{CH_3COO^-}$	$n_{H_3O^+}$
الحالة البدئية	0	n_i	بوفرة	0	0
مرحلة إنتقالية	x	$n_i - x$	//	x	x
الحالة النهائية	x_f	$n_i - x_f$	//	x_f	x_f

لدينا: $x_m = 1,75.10^{-2}$ mol , $x_f = 4.10^{-4}$ mol

وهكذا نستنتج أن الحمض لم يختفي كليًا ونستطيع تحديد كمية مادته المتبقية وهي

$n_f = n_i - x_f$

$n_f = 1,71.10^{-2}$ mol.

> إذن فهذا التحول ليس كليًا وعند توقف تطور المجموعة لا يختفي أي من المتفاعلات وتكون $x_f < x_{max}$

② تعريف نسبة التقدم النهائي

هو القيمة $\tau = \frac{x_f}{x_{max}}$ بدون وحدة $0 < \tau < 1$

ونعبر عنه أحيانا بنسبة مئوية (%)

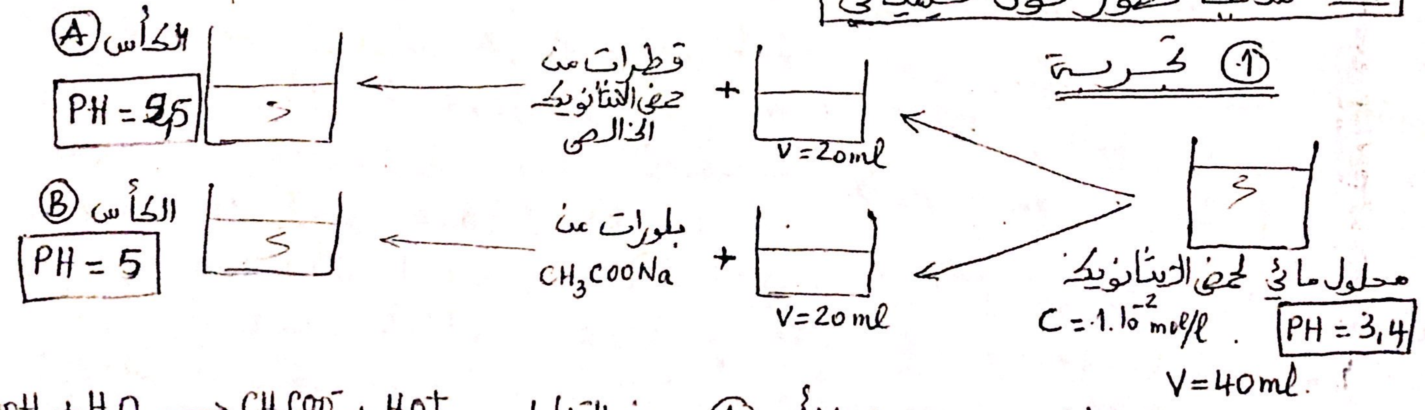
اذا كان $\tau = 1$ ← التفاعل كلي

في المثال السابق $\tau = \frac{4.10^{-4}}{0,017}$ ، $\tau = 0,023$ ، 2,3%

2,3 % من الحمض هي التي تفاعلت مع الماء (تفاعل محدود)

III منحى تطور تحول كيميائي

① تجربة



② تحليل واستنتاج

في الكأس (A) حدث التفاعل $CH_3COOH + H_2O \longrightarrow CH_3COO^- + H_3O^+$

قيمة PH نقصت أي أن قيمة $[H_3O^+]$ زادت

وهذا يعني أن المجموعة تطورت في منحى تكون أيونات H_3O^+

في الكأس (B). PH زادت وسنتها أي أن أيونات H_3O^+ قل عدد ~~CH_3COOH~~

وهذا يعني أن المجموعة تطورت في منحى اختفاء أيونات H_3O^+

Scanned with CamScanner

نستنتج إذن أن التفاعل من الممكن أن يحدث في المنحيين ولهذا نستعمل إشارة السهم المزدوج

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$$

خلال كل تفاعل غير كلي يحدث تفاعل في المنحيين (المباشر وغير المباشر)

3 حالة توازن مجموعة كيميائية

كما هو الشأن بالنسبة للتحول الذي رأيناه $CH_3COOH + H_2O \underset{②}{\overset{①}{\rightleftharpoons}} CH_3COO^- + H_3O^+$

فكل تفاعل كيميائي تقدمه النهائي $x_{max} \neq x_f$ (التقدم الأقصى) ليس بتفاعل تام وبإمكانه حتى وإن وصل إلى حالته النهائية أن يتطور من جديد إما في المنحى المباشر ① أو في المنحى غير المباشر ② وذلك عند إضافة أحد النواتج أو أحد المتفاعلات.

نقول أن المجموعة تُشكل حالة توازن ديناميكي حيث تتواجد معًا المتفاعلات والنواتج وذلك بنسب ثابتة.

5 - التفسير الميكروسكوبي لحالة التوازن الديناميكي.

عندما يصل تحول كيميائي غير تام إلى حالة نهائية تكون المجموعة الكيميائية في حالة توازن ما دام ليس هناك أي تأثير خارجي يجعل هذا التوازن يختل

وتتمثل التأثيرات المخلة بالتوازن في: درجة الحرارة - الضغط - تراكيز المتفاعلات والنواتج.

لنعتبر المجموعة الكيميائية $A + B \underset{②}{\overset{①}{\rightleftharpoons}} C + D$

نتيجة تواجد المتفاعلين A و B في نفس المحلول، تحدث تصادمات بينهما، البعض منها يكون مرنًا (غير فعّال) ولا ينتج عنه أي تفاعل والبعض الآخر يكون فعّالًا وينتج عنه تفاعل يؤدي إلى تكسير روابط كيميائية وتشكيل أخرى وبالتالي التحول من (A+B) الى (C+D).

تكون سرعة هذا التفاعل أكبر كلما كانت تراكيز A و B أكبر حيث يزداد احتمال حدوث التصادمات الفعّالة. وهذا ما يقع بالفعل في بداية التفاعل في المنحى المباشر ①، لكن بعد ذلك تتناقص هذه السرعة v_1 وبالمقابل تتزايد السرعة v_2 الخاصة بالتفاعل في المنحى ② لأن C و D يزداد تركيزهما ونحصل على التوازن الكيميائي للمجموعة عندما تتساوى السرعتين v_1 و v_2 حيث تكون كمية مادة A المختفية (نتيجة التفاعل المباشر ①) مساوية لكمية مادة A التي تظهر (نتيجة التفاعل ②) وبالتالي يظل تركيز النوع A مستقرًا

[illegible]

حالة توازن مجموعة كيميائية

I خارج التفاعل :

لنعتبر التحول الكيميائي الملخص بمعادلة التفاعل التالية .

$$a A + b B \underset{2}{\overset{1}{\rightleftharpoons}} c C + d D$$

إذا كانت الأنواع الكيميائية A , B , C و D مذابة في محلول مائي ، فإن خارج التفاعل الخاص بالمنحى ① بالنسبة لحالة معينة للمجموعة هو

$$Q_r = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

ملحوظة : بالنسبة للماء و بالنسبة للأنواع الكيميائية الصلبة فإننا نعوضها بالقيمة 1 في تعبير Q_r

أمثلة :

$$I_2 + 2 S_2O_3^{2-} \underset{②}{\overset{①}{\rightleftharpoons}} 2 I^- + S_4O_6^{2-}$$

خارج التفاعل المقرون بالتفاعل الحاصل في المنحى (1) هو :

$$Q_r = \frac{[I^-]^2 [S_4O_6^{2-}]}{[I_2] [S_2O_3^{2-}]^2}$$

$$CH_3COOH + H_2O \underset{2}{\overset{1}{\rightleftharpoons}} CH_3COO^- + H_3O^+$$

$$Q_r = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

$$Cu + 2 Ag^+ \rightleftharpoons Cu^{2+} + 2 Ag$$

$$Q_r = \frac{[Cu^{2+}]}{[Ag^+]^2}$$

تعبير خارج التفاعل Q_r لا يتضمن إلا التراكيز المولية الفعلية للأنواع المذابة

$$Fe^{3+} + 3 HO^- \rightleftharpoons Fe(OH)_3 \downarrow$$

$$Q_r = \frac{1}{[Fe^{3+}][HO^-]^3}$$

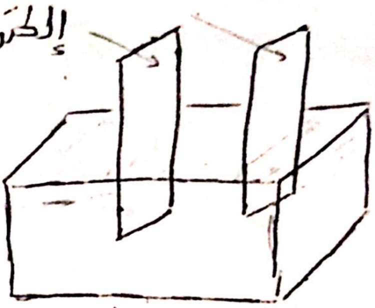
ملحوظة : عندما تكون المجموعة الكيميائية في حالة توازن ديناميكي فإن خارج التفاعل تكون له قيمة ثابتة $Q_{r,eq}$ (خارج التفاعل عند التوازن)

Scanned with CamScanner

II تحديد خارج التفاعل :

1) تذكير

الإلكترودات



محلول أيوني مقطعه S وطوله L

المواصلة G لعمود محلول إلكتروليتي $G = \frac{1}{R}$

الوحدة : السيمنس (S)

$$G = \sigma \frac{S}{L}$$

σ : موصلية المحلول $(S\,m^{-1})$ ،

بالنسبة للمحلول

$MX \longrightarrow M^+ + X^-$

$$\sigma = \lambda_{M^+}[M^+] + \lambda_{X^-}[X^-]$$

λ_{M^+} و λ_{X^-} الموصليات المولية الأيونية لـ M^+ و X^- ،

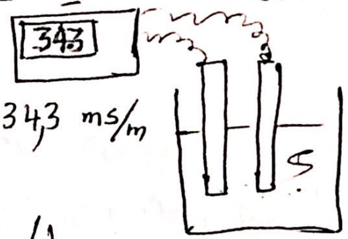
σ بـ $(S\,m^{-1})$

λ بـ $(S.m^2 mol^{-1})$

2) تحديد Q_r بواسطة قياس المواصلة .

لنعتبر محلولا مائيا لحمض الايثانويك نحضره بمزج الحمض مع الماء المقطر

التفاعل بين الحمض والماء تفاعل سريع وغير تام (محدود) وعندما نقيس PH أو الموصلية σ فهذه القيم خاصة بتوازن المجموعة



$\sigma = 34,3\ mS/m$

$V = 200\,ml$

$C = 0,05\,mol/l$

المحلول المائي لحمض الايثانويك يحتوي على الأنواع الكيميائية التالية :

أيونات الايثانوات CH_3COO^-

أيونات الأوكسونيوم H_3O^+

جزيئات الحمض (غير المتفككة) . CH_3COOH

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$$

لدينا إذن :

$$\sigma = \lambda_{CH_3COO^-}[CH_3COO^-]_{eq} + \lambda_{H_3O^+}[H_3O^+]_{eq}$$

ونعلم أن

$$[CH_3COO^-]_{eq} = [H_3O^+]_{eq} = \frac{x_f}{V}$$

$$\sigma = [H_3O^+]_{eq}(\lambda_{CH_3COO^-} + \lambda_{H_3O^+})$$

CH_3COOH +	H_2O $\longrightarrow$	CH_3COO^- +	H_3O^+	
n_0		0	0	$t=0$
$n_0 - x$		x	x	t
$n_0 - x_f$		x_f	x_f	t_f

$$[H_3O^+]_{eq} = [CH_3COO^-]_{eq} = \frac{\sigma}{\lambda_{CH_3COO^-} + \lambda_{H_3O^+}}$$

ومن الممكن تحديد $[CH_3COOH]_{eq}$ أيضا !

$$[CH_3COOH]_{eq} = C - [CH_3COO^-]_{eq}$$

$$Q_r = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]_{eq}}{[CH_3COOH]_{eq}}$$ أي $$Q_r = \frac{[H_3O^+]^2_{eq}}{\ldots}$$

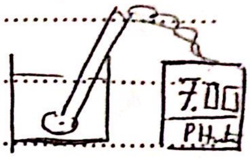
$n_0 - x_f$ ...

Scanned with CamScanner

التحولات المقرونة بالتفاعلات حمض/قاعدة

I الجداء الأيوني للماء

1) مفهوم التحلل البروتوني الذاتي للماء



قياس pH الماء الخالص يعطي القيمة 7 أي أن $[H_3O^+] = 10^{-7}\ mol/l$

ماء خالص (pH=7) ⟸ pH = 7 ⟸ تواجد أيونات H_3O^+ ولو بكميات قليلة

نستنتج أن الماء يتحلل ذاتيا وفق المعادلة

$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

⟸ تدخل المزدوجتين H_3O^+/H_2O و H_2O/HO^-

لنحدد نسبة التقدم τ بالنسبة لهذا التوازن والخاص ب V = 1l من الماء

$$n_0 = \frac{m}{M} = \frac{\rho.V}{M} = 55,55\ mol$$

$2H_2O$	$\rightleftharpoons$	H_3O^+	$+ OH^-$
$n_0 - 2x_{eq}$		x_{eq}	x_{eq}

$$x_{max} = \frac{n_0}{2} = 27,77\ mol$$

$$\tau = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{[H_3O^+].V}{\frac{n_0}{2}} = \frac{10^{-7}}{27,77}$$

$\tau = 3,6.10^{-9}$ $(3,6.10^{-7}\%)$ ⟵ التفاعل جد محدود حيث أن

وثابتة التوازن المقرونة بهذا التفاعل هي $K_e = [H_3O^+][OH^-]$

$K_e = 10^{-14}$ عند 25°C

نتكلم أيضا عن $pK_e = -\log K_e = 14$ عند 25°C

2) أنواع المحاليل

* محاليل محايدة: $[H_3O^+] = [OH^-]$ أي $K_e = [H_3O^+]^2$ أي $-\log K_e = -\log[H_3O^+]^2$

وبالتالي $pH = \frac{pK_e}{2}$

* محاليل حمضية $pH < \frac{1}{2}pK_e$
* محاليل قاعدية $pH > \frac{1}{2}pK_e$

0 —— $[H_3O^+] > [OH^-]$ —— $[H_3O^+] = [OH^-]$ —— $[H_3O^+] < [OH^-]$ —— 14

$pH < \frac{1}{2}pK_e$ | $pH = \frac{1}{2}pK_e$ | $pH > \frac{1}{2}pK_e$

II ثابتة الحمضية

1) تعريف:

حمض AH يتفكك في الماء حسب المعادلة

$$AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$$

وثابتة التوازن لهذا التفاعل هي K_A

نسميها ثابتة الحمضية للمزدوجة AH/A^-:

$$K_A = \frac{[H_3O^+]_{eq}[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}}$$

نعرف أيضا $pK = -\log K$

② العلاقة بين pH و pK_A :

لدينا $K_A = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[AH]}$

$$[H_3O^+] = K_A \frac{[AH]}{[A^-]} \Rightarrow \log[H_3O^+] = \log K_A + \log\frac{[AH]}{[A^-]}$$

$$-\log[H_3O^+] = -\log K_A - \log\frac{[AH]}{[A^-]}$$

و منه

$$pH = pK_A + \log\frac{[A^-]}{[AH]}$$

* إذا كانت $[A^-]=[AH]$: $pH = pK_A$
* إذا كانت $[A^-]>[AH]$: $pH > pK_A$
* إذا كانت $[A^-]<[AH]$: $pH < pK_A$

مجال حمضي $pH < pK_A$ ← pK_A → $pK_A < pH$ مجال قاعدي

$[AH]>[A^-]$ | $[A^-]=[AH]$ | $[AH]<[A^-]$ pH

III مقارنة سلوك الأحماض أو القواعد في محلول مائي

- بالنسبة للمزدوجة AH/A^- يتفاعل الحمض AH مع الماء حسب المعادلة

$$AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$$

t_f	$CV - x_f$	بوفرة	//	x_f	x_f

$$\tau = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{[H_3O^+].V}{CV} = \frac{10^{-pH}}{C}$$

تفكك الحمض

تكون نسبة التقدم τ أكبر كلما كانت قيمة pH صغيرة أي قيمة pK_A صغيرة أيضا (و K_A كبيرة)

- و بالنسبة للمزدوجة BH^+/B يتفاعل القاعدة B مع الماء حسب المعادلة

$$B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$$

t_f	$CV - x_f$	وافر	//	x_f	x_f

$$\tau = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{[OH^-].V}{CV} = \frac{\frac{K_e}{[H_3O^+]}.V}{CV}$$

$$\tau = \frac{K_e . 10^{pH}}{C}$$

تفكك القاعدة

تزداد نسبة التقدم τ كلما كانت قيمة pH أكبر أي pK_A أكبر

IV ثابتة التوازن المقرونة بتفاعل حمض قاعدة

نعتبر التفاعل بين حمض A_1H و قاعدة A_2^- للمزدوجتين A_1H/A_1^- و A_2H/A_2^-

$$A_1H + A_2^- \rightleftharpoons A_1^- + A_2H$$ عند التوازن لدينا

$$K = \frac{[A_1^-][A_2H]}{[A_1H][A_2^-]}$$

$$\Downarrow$$

$$K = \frac{[A_1^-][A_2H]}{[AH][A_2^-]} \times \frac{[H_3O^+]}{[H_3O^+]} \Rightarrow K = \frac{\frac{[A_1^-][H_3O^+]}{[A_1H]}}{\frac{[A_2^-][H_3O^+]}{[A_2H]}} = \frac{K_{A_1}}{K_{A_2}}$$

ملحوظة: كلما كان الحمض أقوى كلما كان تفككه في الماء أكبر. K_A أكبر و τ أكبر

$H_3O^+/H_2O \rightarrow H_3O^+ + H_2O \longrightarrow H_2O + H_3O^+$

ثابتة الحمضية $K_A = \frac{[H_3O^+]}{[H_3O^+]} = 1$ ⇐ H_3O^+ أقوى حمض

$H_2O/OH^- \longrightarrow H_2O + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + OH^-$

ثابتة الحمضية $K_A = [H_3O^+][OH^-] = K_e$

$K_A = K_e = 10^{-14}$ ($25°C$) ⇐ H_2O أضعف حمض

V مخططات الهيمنة و التوزيع

Scanned with CamScanner

50 ورقة 3

مخططات الهيمنة والتوزيع

أ- مخططات الهيمنة : انطلاقا من العلاقة $pH = pK_A + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$

نستطيع أن نحدد النوع المهيمن هل هو الحمض $[AH]$ أم القاعدة $[A^-]$ وذلك من خلال قياس pH المحلول.

pK_A : قيمتها ثابتة وهي مرتبطة بنوع المزدوجة $[AH]/[A^-]$

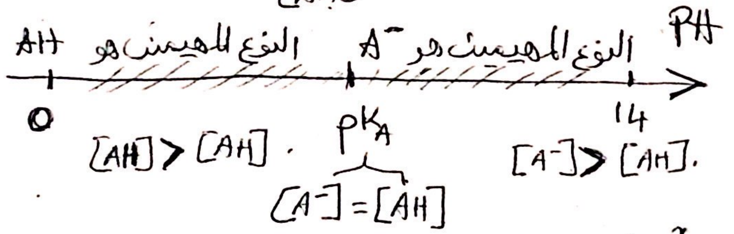
pH : تتغير حسب قيم $[A^-]$ و $[AH]$ حيث أن

$$pH - pK_A = \log \frac{[A^-]}{[AH]}$$

إذا كانت $pH - pK_A = 0 \leftarrow \log \frac{[A^-]}{[AH]} = 0$ أي $[A^-] = [AH]$.

$pH - pK_A \geq 0 \leftarrow \log \frac{[A^-]}{[AH]} \geq 0$ $[A^-] \geq [AH]$ هيمنة الصيغة القاعدية

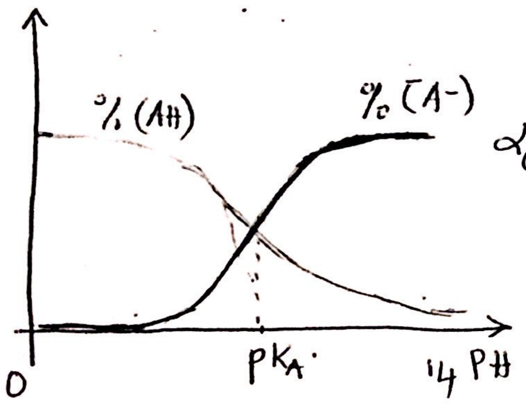
$pH - pK_A \leq 0 \leftarrow \log \frac{[A^-]}{[AH]} \leq 0$ $[A^-] \leq [AH]$. هيمنة الصيغة الحمضية



ب- مخططات التوزيع :

نسبة الحمض في المحلول هي $\alpha_{(A)} = \frac{[AH]}{[AH]+[A^-]}$

ونسبة القاعدة هي $\alpha_{(B)} = \frac{[A^-]}{[AH][A^-]}$.



عندما تكون $PH \simeq 0$ نسبة الحمض تكون 100 %

وعندما تكون $PH \simeq 14$ نسبة القاعدة " 100 %

لكن عند $PH = pK_A$ نسبة الحمض تساوي نسبة القاعدة 50 % , 50 %

وفي هذه الحالة الأخيرة $[A^-] = [AH]$ و $pH = pK_A$. حسب العلاقة

$$PH = pK_A + \log \frac{[A^-]}{[AH]}.$$

حالة الكاشف الملون : هو في الواقع مزدوجة حمض/قاعدة نرمز له ب HI_{nd}/I_n^-

الصيغة الحمضية HI_{nd} لها لونا مميزا في المحلول والصيغة القاعدية I_{n}^- لها لون مغاير.

وفي أي محلول مائي وعندما نضع قطرات من الكاشف الملون نتواجد معا الصيغتين

HI_{nd} و I_n^- بنسب متفاوتة إذا هيمنت I_n^- أي $[HI] << [I_n^-]$ يكون لونها هو الطاغي

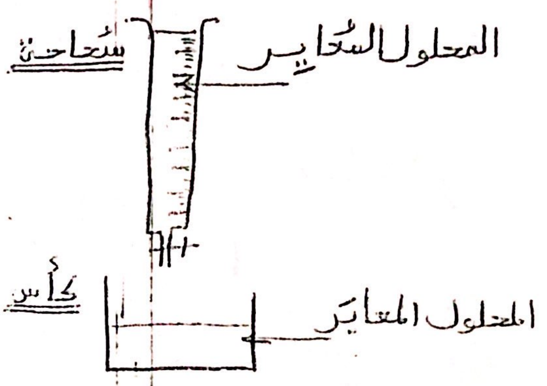
... أما إذا كان $[HI] \simeq [I_n^-]$ لا يطغى أي لون . نظهر لونه حساسة ما بين اللون...

المعايرة حمض/قاعدة :

① **مفهوم ومبدأ المعايرة :** الهدف من إجراء المعايرة هو تحديد تركيز نوع كيميائي في محلول وذلك إعتمادًا على تفاعل كيميائي بين النوع الكيميائي ذو التركيز المجهول (المُعايَر) وبين نوع كيميائي آخر ذو تركيز معلوم (المُعايِّر).

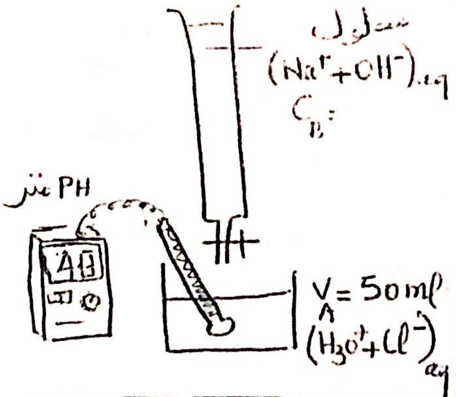
② **شروط المعايرة :** يجب أن يكون تفاعل المعايرة :
* سريعًا * كليًا * انتقائي (المعايِّر يتفاعل مع المعايَر وحده)

③ **الطريقة التجريبية :**



نتتبع أطوار مراحل المعايرة من خلال :
* استعمال PH متر لتحديد قيمة PH المحلول خلال مراحل العملية ثم رسم المنحنى $PH = f(V)$
* استعمال جهاز قياس الناقلية ونرسم منحنى $\sigma = f(V)$
* استعمال كاشف ملون مناسب (نقطة التكافؤ توجد ضمن منطقة انعطافه)

معايرة حمض قوي بقاعدة قوية : معايرة محلول لحمض الكلور الماء $(H_3O^+ + Cl^-)$ بواسطة محلول الصودا $(Na^+ + OH^-)$.



جدول القياسات

V_B																	
PH																	

* نصب المحلول القاعدي تدريجيا مع الاستمرار في تحريك الخليط
* إذا استعملنا أزرق البروموتيمول BBT ككاشف ملون فلونه في البداية يكون أصفر (محلول حمضي) وعند إضافة المحلول القاعدي قطرة، قطرة تتزايد قيمة الـ PH وعندما يتغير اللون من الأصفر الى الأزرق نغلق صنبور السحاحة ونسجل الحجم V_{BE} للمحلول القاعدي المضاف حيث نكون قد وصلنا الى ما يسمى **بنقطة التكافؤ**
* بإمكاننا تحديد نقطة التكافؤ اعتمادًا على المنحنى $PH = f(V)$. باستعمال طريقة المماسات المتوازية.

المعادلة

$$H_3O^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O + Na^+ + Cl^-$$

$$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$$

خلال تفاعل المعايرة وعند نقطة التكافؤ يكون كلا المتفاعلين محدّين أي أن

$$n_{(H_3O^+)} = n_{(OH^-)}$$

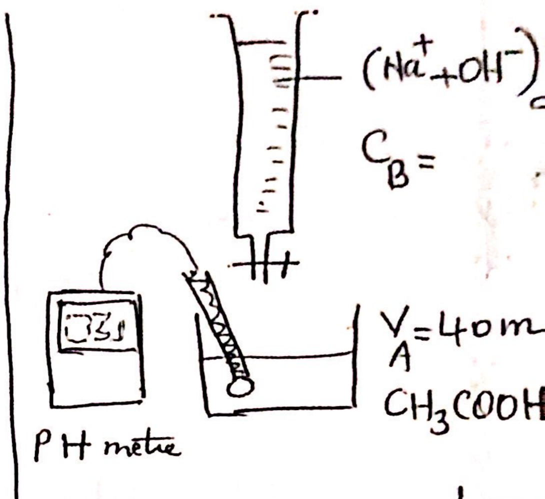
$$C_A V_A = C_B V_B$$

علاقة التكافؤ

$$\boxed{C_A = \frac{C_B V_B}{V_A}}$$

Scanned with CamScanner

...بمعايرة محلول حمض الايثانويك
بمحلول هيدروكسيد الصوديوم :



نفتح صنبور السحاحة ونفرغ المحلول القاعدي قطرة قطرة ونقيس PH المحلول بعد كل زيادة ونحصل على جدول القياسات التالي

															V_B
															PH

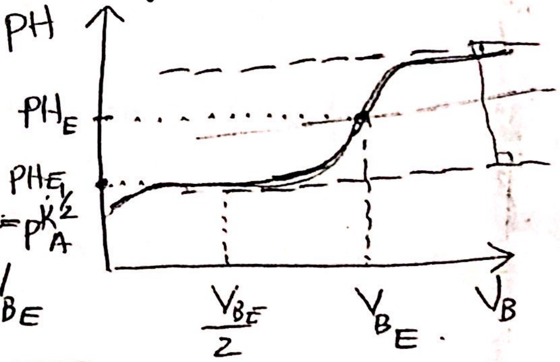
معادلة التفاعل $CH_3COOH + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O$

$$K = \frac{[CH_3COO^-][\ }{[CH_3COOH][OH^-]} \times \frac{[H_3O^+]}{[H_3O^+]} = \frac{K_A}{K_e} > 10^4.$$

فيمة ثابتة التوازن K كبيرة جدا أي أن التفاعل المعايرة تفاعل تام

نرسم المنحنى $PH = f(V_B)$. ⟵ (أنظر الشكل)

(منحنى تقريبي)



نحدد نقطة التكافؤ اعتمادا على المماسات المتوازية
وعند التكافؤ نكتب :

$$n_{CH_3COOH} = n_{OH^-}$$

$$C_A V_A = C_B V_B$$

ومنه

$$C_A = \frac{C_B V_B}{V_A} =$$

ملحوظة :

V_{BE} : الحجم اللازم للحصول على التكافؤ

وبالنسبة لـ $V_{BE_{1/2}}$: ~~...~~ يكون لدينا $[CH_3COOH] = [CH_3COO^-]$

أي $PH = pK_A$.

اعتمادا على العلاقة $PH = pK_A + \log\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$

تتغير قيمة الـ PH عند زيادة حجم المحلول القاعدي فتزداد قيمتها تدريجيا وعند الاقتراب من الحجم V_{BE} يكون هناك تغير مفاجئ لقيمة الـ PH

④ معايرة حمض قوي بقاعدة ضعيفة : مثال

$H_3O^+ + NH_3 \longrightarrow H_2O + NH_4^+$

$$K = \frac{[NH_4^+]}{[H_3O^+][NH_3]} \times \frac{[H_3O^+]}{[H_3O^+]} = \frac{1}{K_A} >> 10^4$$

تفاعل كلي

(نتبع نفس الخطوات)

التطور التلقائي لمجموعة كيميائية

(I)

I - خارج التفاعل وثابتة التوازن

نعتبر المجموعة الكيميائية

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

خارج التفاعل في لحظة معينة t

$$Q_r = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

وعندما تتطور هذه المجموعة يتغير تركيب عناصرها وتتغير التراكيز فيتغير Q_r

وعندما تؤول هذه المجموعة الى حالة التوازن يصبح :

$$K = Q_{r\,eq}$$

II معيار التطور التلقائي لمجموعة

نعتبر التفاعل الممكن بين المزدوجتين

$$CH_3COO^- + HCOOH \underset{(2)}{\overset{(1)}{\rightleftharpoons}} CH_3COOH + HCOO^-$$

$$K = \frac{K_{A_1}}{K_{A_2}} = 10$$

خارج التفاعل $Q_r = \frac{[CH_3COOH][HCOO^-]}{[CH_3COO^-][HCOOH]}$ قد تتغير قيمته ومقارنته مع K تحدد لنا منحى تطور المجموعة

انظر ش2 ص108

إذا كان $Q_r < K$ تتطور المجموعة في المنحى المباشر (1)

$Q_r > K$ " " (2)

$Q_r = K$ حالة التوازن

تتطور مجموعة كيميائية وفق المنحى الذي يجعل خارج التفاعل يؤول نحو الثابتة K

III تطبيق معيار التطور

$K_{A_1} = 1,6 \cdot 10^{-5}$ $K_{A_2} = 6,3 \cdot 10^{-10}$

نعتبر التحول الكيميائي الذي تتدخل فيه المزدوجتان NH_4^+/NH_3 و CH_3COOH/CH_3COO^-

$$CH_3COOH + NH_3 \underset{(2)}{\overset{(1)}{\rightleftharpoons}} CH_3COO^- + NH_4^+$$

$$K = \frac{K_{A_1}}{K_{A_2}} = 2,5\,10^4 \quad (\text{تفاعل كلي})$$

إذا مزجنا المحلولين بتراكيز معينة في الحالة البدئية

يأخذ خارج التفاعل قيمة Q_r

إذا كانت $Q_r < K$ تتطور المجموعة تلقائيا في المنحى (1) (المباشر) حيث تتزايد التراكيز $[CH_3COO^-]$ و $[NH_4^+]$ وتتناقص التراكيز $[CH_3COOH]$ و $[NH_4^+]$

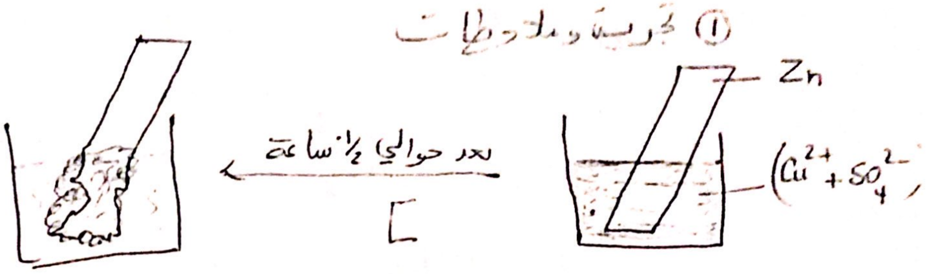
حيث بالنسبة لتفاعلات الأكسدة - الاختزال من الممكن توقع منحى تطوره عند معرفة

التحولات التلقائية في الأعمدة
تحصيل الطاقة

II

I الانتقال التلقائي للإلكترونات

① تجربة وملاحظات



نلاحظ:
تآكل صفيحة الزنك
إختفاء اللون الأزرق المميز لأيونات Cu^{2+}
وتكوّن جسم صلب أحمر فوق الصفيحة

② تحليل واستنتاج:

تختفي أيونات Cu^{2+} وتكوّن الراسب الأحمر } وفق نصف معادلة الاختزال $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$

وتآكل صفيحة الزنك حسب نصف معادلة الأكسدة $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

أي حصل تبادل إلكتروني خلال تفاعل أكسدة واختزال $Cu^{2+} + Zn \rightleftarrows Cu + Zn^{2+}$

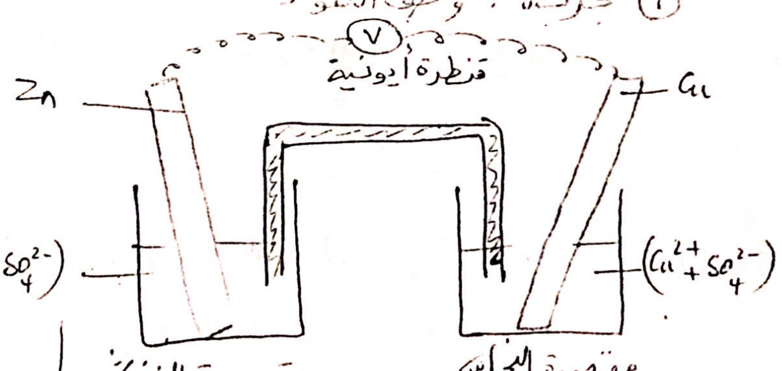
ثابتة التوازن الخاصة بمعادلة هذا التفاعل هي $K = 10^{26}$

وخارج التفاعل في البداية هو $Q_{r} = \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]} = 0 < K$

وحسب معيار التطور فالتفاعل ما المفروض
أن يتطور في المنحى المباشر (منحى إستهلاك أيونات Cu^{2+})
وهذا ما يتوافق مع التجربة.

II عمود دانيال:

① تجربة: وصف العمود



يشير الفولطمتر الى القيمة 1,1V
وحسب طريقة ربطه فالكترود Zn تلعب دور القطب السالب للعمود
وخارج العمود فالتيار يسري من صفيحة النحاس الى صفيحة الزنك أي أن منحى حركة الالكترونات سيكون من Zn الى Cu

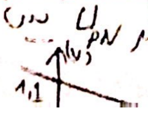
② تحليل الملاحظات

لعب Zn دور مختزل $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$
ولعب Cu^{2+} دور مؤكسد $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$
وحصل تبادل إلكتروني بين المقصورتين نتج عنه مرور تيار كهربائي
مع مرور الوقت تتناقص كتلة Zn وتتزايد كتلة Cu

عمود
نرمز $\ominus\ Zn / Zn^{2+} \,\vdots\vdots\, Cu^{2+} / Cu\ \oplus$

③ مميزات العمود

نعبر عن العمود بالمميزة التالية
نفسر تغيير قيمة التوتر U_{PN} بدون مربطي عمود دانيال بتغير شدة التيار الكهربائية
$U_{PN} = E - rI$ حيث



القياس في الكيمياء

I أهداف القياس

تختلف أنواع القياسات في الكيمياء باختلاف الأهداف الموجودة من الدراسة فقد يكون القياس :

إما من أجل المعرفة والاعلام

و إما من أجل الحماية و الوقاية والمراقبة

و إما من أجل التدخل و المعالجة وايجاد الحلول .

وتقتضي هذه القياسات تحاليل كيميائية تهدف الى التعرف على الأنواع الكيميائية المتواجدة في مادة ما و تحديد تراكيز هذه الأنواع

II تقنيات القياس

منها ما هو فيزيائي
- + ميكانيكي كقياس المرونة - الصلابة - .....
- + بصري : تحديد الشكل - الملمس - اللزوجة .....
- + كهربائي : التوصيل الكهربائي .....

ومنها ما هو كيميائي
- + قياس التراكيز الكتلية أو المولية كما هو الشأن في تحليل الدم تحليل مياه الشرب أو تحليل نسبة التلوث في الهواء
- + المعايرة لتحديد تراكيز بعض المواد في عينة من البول مثلا أو الدم أو الماء

كما أن هناك :

قياسات تقريبية وأخرى دقيقة ، الأولى تستعمل خلالها معدات بسيطة والثانية تتطلب إستعمال عدة متطورة

III قياسات كمية المادة

تعريف المول (mol)

$$n_{(A)} = \frac{m_{(A)}}{M_{(A)}}$$

كمية المادة

$$C = \frac{m}{V}$$

التركيز الكتلي (الكتلة الحجمية)

$$d = \frac{m}{m_e} = \frac{\rho}{\rho_e}$$

كثافة سائل

$$C = \frac{n}{V}$$

التركيز المولي

IV المقادير المرتبطة بكميات المادة (حالة المادة الغازية)

حالة غاز مرتبطة بـ 4 متغيرات الضغط (P) - الحجم (V) - درجة الحرارة (T) - كمية المادة (n)

تسمى بمتغيرات الحالة .

Scanned with CamScanner

أنواع التفاعلات الكيميائية

مفهوم إوالية التفاعلات

I التفاعل الكيميائي .

مثال ـ نواتج ـ متفاعلات

① قانون الانحفاظ :

اعادة ترتيب الذرات ← الذرات تنحفظ

في الواقع Δm ← $\Delta E = \Delta m c^2$ انشتاين .

② المعادلات

II التفاعلات الكلية والتفاعلات المحدودة :

① التفاعلات الكلية :

$$4Na + O_2 \longrightarrow 2Na_2O$$

إذا اختفى احد المتفاعلين على الأقل ← تفاعل كلي

② التفاعلات المحدودة :

$$C_2H_5OH + CH_3COOH \longrightarrow CH_3COOC_2H_5 + H_2O.$$

ليس هناك اختفاء لأي من المتفاعلات ← تفاعل محدود .

III تأثير الظروف التجريبية .

درجة الحرارة ـ الحالة الفيزيائية ـ الضغط ـ التركيز ـ الحفاز ـ حامضية الوسط (مائية)

IV الحصيلة الطاقية لتفاعل كيميائي :

المتفاعلات + نواتج ← مجموعة والباقي يشكل الوسط الخارجي

المجموعة ⇄ الوسط الخارجي

تبادل الطاقة .

ميكانيكية : تفجيرية explosives | ضوئية : التركيب الضوئي

حرارية : احتراق | كهربائية : الأعمدة

ماصة ناشرة

V إوالية التفاعلات الكيميائية

إوالية التفاعل تشرح كيفية إعادة ترتيب ذرات المتفاعلات لتكوين النواتج وتتطرق الى المراحل الوسيطة والأنواع الكيميائية التي تتكون في كل لحظة قبل الحصول على النواتج وسرعة تكوينها واختفائها.

ونسمي التفاعل الأولي التفاعل الذي تتكون خلاله النواتج ابتداءً من المتفاعلات وذلك في مرحلة تفاعلية واحدة دون المرور بمراحل.

ينتج التفاعل الأولي عن اصطدام الذرات أو الجزيئات أو الأيونات مع بعضها البعض لذلك فاحتمال حدوث هذا النوع من التفاعلات يكون منعدما تقريبا اذا ما كان عدد المتفاعلات اكثر من اثنين.

ملحوظة: $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$ ليس أوليا.

VI إوالية تخليق كلورور الهيدروجين.

$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$

- تفاعل كيميائي ضوئي (انفجار) ~~غياب الضوء~~
- خاصية حامضية (ورق PH)
- ناشر للحرارة ($183\ kJ/mol$)

إوالية التفاعل: معقد (عدة تفاعلات أولية)

إستطاقة طاقة تكسير الرابطة $Cl-Cl$ ($243\ kJ/mol$) بينما $H-H$ ($435\ kJ/mol$) الاكثر استقرارا

جزيئات Cl_2 تمتص طاقة فتعطي ذرات Cl° (جذر حر) نشيط

$photon + Cl_2 \rightarrow 2Cl^\circ$ تفاعل تمهيدي يليه الانتشار المتكون من

$Cl^\circ + H_2 \rightarrow HCl + H^\circ$ و $H^\circ + Cl_2 \rightarrow HCl + Cl^\circ$

الجذور Cl° و H° تستهلك خلال طور الفصم.

$Cl^\circ + Cl^\circ \rightarrow Cl_2 + M$ / $Cl^\circ + H^\circ + M \rightarrow HCl + M$ / $H^\circ + H^\circ + M \rightarrow H_2 + M$

وجود M (Cl_2, HCl, H_2) ضروري لأنها تمتص الطاقة المنتشرة عن خلق الناتج

تخليق HCl يكون بسرعة عالية لأن الجذر Cl° المتكون خلال طور الانتشار يتكون و...

VII الطاقة المنشطة E. Activation.

* لنعتبر التفاعل الأولي الناشر للحرارة

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$$

المرور من المجموعة (H_2+Cl_2) الى المجموعة (HCl) تنتشر عنه الطاقة معنى ذلك أن طاقة المجموعة (H_2+Cl_2) اكبر من طاقة (HCl) الشيء الذي يوحي لنا بإمكانية حدوث التفاعل دون توفير طاقة.

لكن التجربة أظهرت أنه يجب على المجموعة الابتدائية (H_2+Cl_2) أن تكتسب طاقة ذات قيمة معينة وكافية ومميزة للتفاعل تسمى ب طاقة التنشيط E_a. (الشكل)

حاجز ارتفاعه E_a يجب اجتيازه لكي . . . .

(الشكل)

تفاعل ماص للحرارة

الحركية الكيميائية - سرعة التفاعل.

I التفاعلات السريعة و البطيئة

① السريعة :

امثلة : $Cu^{2+} + OH^- \rightarrow Cu(OH)_2$

② البطيئة :

$Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+}$

II مفهوم سرعة تفاعل كيميائي

لدراسة التطور الذي يحدث للمجموعة الابتدائية الى النهائية - نتتبع (خلال المرور من)

تغيرات كميات المادة

$V_m(x) = \frac{\Delta n(x)}{\Delta t}$ قيمة ميل المستقيم

$V_t(x) = \lim_{\Delta t \to 0} \frac{\Delta n}{\Delta t} = \frac{dn(x)}{dt}$ حساب المعامل الموجه لمماس المنحنى

$[X] = \frac{n(x)}{V}$ اذا كان $V = $ ثا

$V_t(x) = \frac{dn(x)}{dt} = \frac{d(V \cdot [X])}{dt} = V \frac{d[X]}{dt}$

Scanned with CamScanner

$\frac{d[X]}{dt}$: السرعة الحجمية .

$\frac{1}{\alpha}\frac{dn}{dt}$: سرعة التفاعل .

III الدراسة التجريبية للتفاعل بين $S_2O_8^{2-}$ و I^-

① التفاعل

$(2K^+ , S_2O_8^{2-})$ محلول بيروكسو ثنائي كبريتات البوتاسيوم $C_1 = 3.10^{-2}$

(K^+ , I^-) ، يودور البوتاسيوم $C_2 = 0,4$ mol/l

مزج المحلولين ← تفاعل بين $S_2O_8^{2-}/SO_4^{2-}$ و I_2/I^-

$\pi^\circ = 2,01$ v $\pi_\circ = 0,55$ v

المعادلة: $S_2O_8^{2-} + 2I^- \longrightarrow I_2 + 2SO_4^{2-}$ تفاعل بطيء وكلي

لإبراز وجود I_2 نضيف صمغ النشا ← لون ازرق

② الدراسة التجريبية .

لتتبع خطوات التفاعل ← نحدد $n(I_2)$ خلال الزمن عن طريق المعايرة:

$I_2 + 2S_2O_3^{2-} \longrightarrow 2I^- + S_4O_6^{2-}$ تفاعل سريع

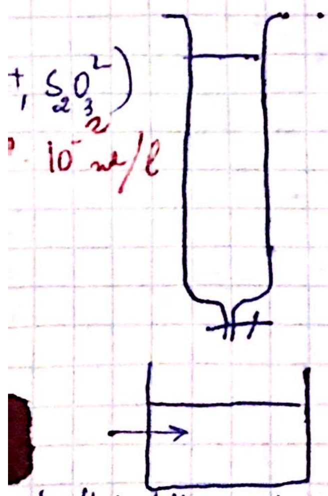
نصب محلول ثيوكبريتات الصوديوم $(2Na^+ , S_2O_3^{2-})$ $C_3 = 2.10^{-2}$ في المحلول الذي يحتوي على I_2 الممزوج بالنشا

حتى يتغير اللون ← نقطة التكافؤ .

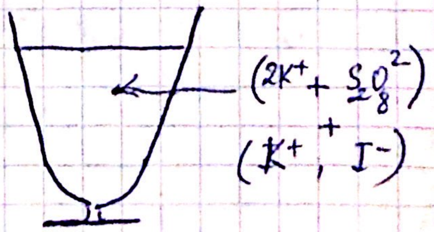
$n(I_2) = \frac{1}{2}n(S_2O_3^{2-}) = \frac{1}{2}C_3V_3$.

$[I_2] = \frac{n(I_2)}{V}$

الطريقة العملية :



في t=5min نأخذ $10cm^3$ من الخليط ونضيف إليها الماء البارد والنشا



في اللحظة t=0 نحضر الخليط المتفاعل

$V = 10 cm^3$ من الخليط المتفاعل

نقوم بالمعايرة .

$n(I_2)$ المحصل عليها تعبر عن كمية المادة لـ I_2 في اللحظة t=5 min المذكورة

هذه العملية نكررها خلال فترات زمنية معينة .

Scanned with CamScanner

قانون Guldberg و Waage

عامل توازن ← التنبؤ بمنحى تطور التوازن

لكن لا يعطي أي فكرة عن التركيب الكمي الجديد للتوازن

قانون فعل الكتل Loi d'action de masse (G و W) استطاع تحديد العلاقة بين سرعة التفاعل و تركيز المواد المتفاعلة :

I قانون G و W بالنسبة للتراكيز المولية

$$K_c = \frac{[B_1]^{\beta_1}\cdot[B_2]^{\beta_2}}{[A_1]^{\alpha_1}\cdot[A_2]^{\alpha_2}} = K_c(T)$$

① أسترة ← $K_c = 4$

حلمأة ← $K'_c = 0,25$

② حالة الغازات K_p :

غازات كاملة $PV = nRT$

$$[A_1] = \frac{n}{V} = \frac{P}{RT}$$

$$K_c = K_p \cdot RT^{\Sigma\beta - \Sigma\alpha}$$

$$K_p = K_c \; RT^{\Sigma\alpha - \Sigma\beta}$$

$$x_i = \frac{n_i}{\Sigma n}$$

II التنبؤ بتطور توازن كيميائي

① تأثير التركيز ،

② تأثير الضغط .

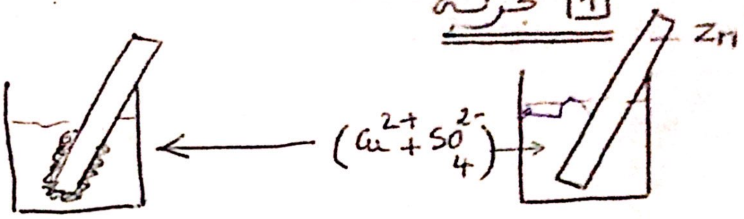
③ درجة الحرارة ،

$N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$

تفاعلات الأكسدة والاختزال

I تفاعل: أكسدة - اختزال.

1 تجربة



بعد مدة نلاحظ أن :

- المحلول الأزرق $(Cu^{2+} + SO_4^{2-})$ يفقد لونه الذي يُميِّز تواجد أيونات Cu^{2+}
- صفيحة الزنك Zn تتآكل ويتوضع فوقها راسب أحمر

2 تحليل واستنتاج

- صفيحة الزنك تتآكل نتيجة تحوّل ذرات Zn الى أيونات Zn^{2+} حسب :
- إختفاء اللون الأزرق يكون نتيجة تحوّل أيونات Cu^{2+} الى ذرات النحاس Cu (الراسب الأحمر)

$$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$$
$$Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$$

ومعادلة التفاعل الحاصل هي :

$$Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu$$

3 خلاصة :

خلال هذا التفاعل فقدت ذرة Zn إلكترونين واكتسبت أيونات Cu^{2+} إلكترونين } أي حصل تبادل إلكتروني بين Zn و Cu^{2+}

II تعاريف

- ✳ Zn فقدت إلكترونين نسميها بمُختزل وذلك خلال عملية أكسدة
- ✳ Cu^{2+} اكتسبت إلكترونين نسميها بمُؤكسد وذلك خلال عملية إختزال

$$Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu$$

Zn : مختزل ، Cu^{2+} : مؤكسد

عملية أكسدة : $Zn \to Zn^{2+}$

عملية إختزال : $Cu^{2+} \to Cu$

- المختزل هو كل نوع كيميائي قادر على فقدان إلكترونات
- المؤكسد هو كل نوع كيميائي قادر على إكتساب إلكترونات
- الأكسدة هي فقدان إلكترونات

Zn مختزل و Zn^{2+} مؤكسد

$Zn \rightleftarrows Zn^{2+} + 2e^-$ ⟵ ونتكلم عن مزدوجة Zn^{2+}/Zn

إمكانية حدوث التفاعل في المنحيين

OX / red

مؤكسد / مختزل

ونفس الشيء بالنسبة ل Cu^{2+}/Cu

عمومًا $OX + ne^- \rightleftarrows red$ ⟵ المزدوجة OX/red

نصف معادلة أكسدة-اختزال

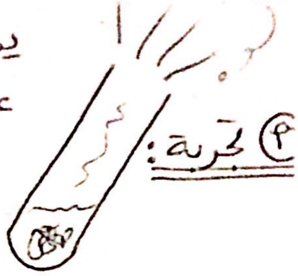
أمثلة : Fe^{3+}/Fe^{2+} Fe^{2+}/Fe Al^{3+}/Al MnO_4^-/Mn^{2+} H^+/H_2

Scanned with CamScanner

III تفاعلات الأكسدة والاختزال.

1 تأثير حمض الكلوريدريك على فلز الألمنيوم

أ) تجربة:



يؤثر حمض الكلوريدريك $(H^+ + Cl^-)_{aq}$ على فلز الألمنيوم Al فينتج عن ذلك تصاعد غاز H_2 الذي نميزه بحدوث فرقعة صغيرة (عند تقريب لهب) واختفاء الفلز Al.

تلعب أيونات H^+ دور المؤكسد وينتج عن ذلك تصاعد غاز H_2

$$2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons H_{2(g)}$$

وتلعب ذرات Al دور المختزل

$$Al \rightleftharpoons Al^{3+} + 3e^-$$

ب) المعادلات:

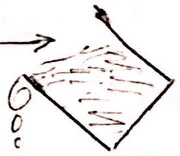
2×	$Al \longrightarrow Al^{3+} + 3e^-$	نصف معادلة الأكسدة
3×	$2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2$	نصف معادلة الاختزال
	$2Al + 6H^+ \longrightarrow 2Al^{3+} + 3H_2$	معادلة الأكسدة والاختزال

⚠ نضرب في المعاملات المناسبة لكي يكون: عدد الإلكترونات المفقودة مساويا لعدد الإلكترونات المكتسبة

2 تفاعل أيونات البرمنغنات MnO_4^- وأيونات الحديد II Fe^{2+} في وسط حمضي

أ) تجربة:

محلول برمنغنات البوتاسيوم البنفسجي $(K^+ + MnO_4^-)_{aq}$ + بضع قطرات من حمض (H_2SO_4) مركز



محلول كبريتات الحديد II الأخضر الفاتح $(Fe^{2+} + SO_4^{2-})_{aq}$

عند مزج المحلولين نلاحظ أن اللون البنفسجي المميز لأيونات MnO_4^- يختفي فجأة وتدريجيا يتحول اللون الأخضر الفاتح المميز لأيونات Fe^{2+} الى اللون البني (لون الصدأ) المميز لأيونات Fe^{3+}.

ب) المعادلات:

تلعب Fe^{2+} دور مختزل: $Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + 1e^-$

تلعب MnO_4^- دور مؤكسد:

$$MnO_4^- \longrightarrow Mn^{2+}$$

$$MnO_4^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

$$MnO_4^- + 8H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

لكتابة المعادلات يجب أن:
* نراعي انحفاظ العنصر الكيميائي حيث نوازن بجزيئات H_2O و أيونات H^+
* ونراعي الحياد الكهربائي بإضافة الإلكترونات
* نراعي تساوي عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة.

إذن

5×	$Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + 1e^-$	معادلة الأكسدة
1×	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	معادلة الاختزال

المعادلة الحصيلة: $MnO_4^- + 5Fe^{2+} + 8H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 5Fe^{3+} + 4H_2O$

عموما يحدث تفاعل الأكسدة والاختزال بين مزدوجتين ox_1/red_1 و ox_2/red_2

$$n_2 \times \; ox_1 + n_1 e^- \longrightarrow red_1$$

$$n_1 \times \; red_2 \longrightarrow ox_2 + n_2 e^-$$

Scanned with CamScanner

تحضير الأنواع الكيميائية.

I مقدمة:

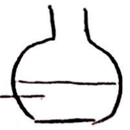
إستعمل الإنسان ومنذ القدم العديد من المواد الكيميائية المستخرجة من النباتات والحيوانات وقد تعددت طرق الاستخراج و تطورت عبر العصور لتصل الى مراحل جد متطورة في ايامنا هاته حيث أصبحت الحاجة ملحة الى استعمال تقنيات علمية حديثة لتصنيع انواع كيميائية جديدة وبكميات كبيرة لتلبية الاحتياجات والطلبات المتزايدة في كل المجالات (أنظر الجدول ص 173)

II تصنيع نوع كيميائي:

① تحضير أسيتات اللينانيل

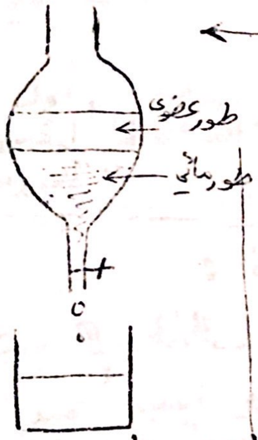
التصنيع الفعلي للمواد العضوية لم يبدأ الا في 1844 حيث تمكن وهلر من تحضير اول مادة عضوية صناعية وهي حمض الاوكساليك و جزيئة الاوريا (البولة) و بذلك حطم نظرية المذهب الحيوي التي تدعي استحالة تصنيع هاته المواد العضوية نظرا لارتباطها بالروح أو بقوى حيوية موجودة فقط في الأجهزة العضوية

يُركب المبرد رأسيا "التسخين بالارتداد" لتتكاثف الغازات الى سوائل وتعود الى الخليط



نضيف الماء لتحويل ما تبقى من انهدريد الايثانويك الى حمض الايثانويك

$C_4H_6O_3 + H_2O \longrightarrow 2\,C_2H_4O_2$



نقوم بفصل الطورين

يتكون الطور العضوي أساسا من أسيتات اللينانيل

ملاحظة: لإزالة ما تبقى من حمض الايثانويك في الطور العضوي نضيف قليل من $Na_2(CO_3)$. ونعيد عملية التصفيق

$$C_{10}H_{18}O + C_4H_6O_3 \longrightarrow C_{12}H_{20}O_2 + C_2H_4O_2$$

اللينالول + انهدريد الايثانويك ⟵ أسيتات اللينانيل + حمض الايثانويك

② تحضير الصابون

خليط من: من الصودا $40\,cm^3$، من زيت عباد الشمس $22\,cm^3$ — تسخين بالارتداد (20 min)

← عندما يبرد الخليط ← الخليط الناتج ⊕ ماء مالح ← يطفو الصابون على سطح السائل ← عملية الترشيح ← صابون

III كيمياء التصنيع:

في الصناعة يلعب الجانب الاقتصادي دورا مهما حيث أنه يجب الحصول على انواع كيميائية بكميات كبيرة وبتكلفة أقل وجودة عالية زيادة على تخليق مواد جديدة و ذلك للتمكن من ترويج المنتوج وغزو الأسواق. والكيمياء الصناعة ثلاثة انواع.

① كيمياء ثقيلة: كميات كبيرة وتكلفة صغيرة

② [illegible]

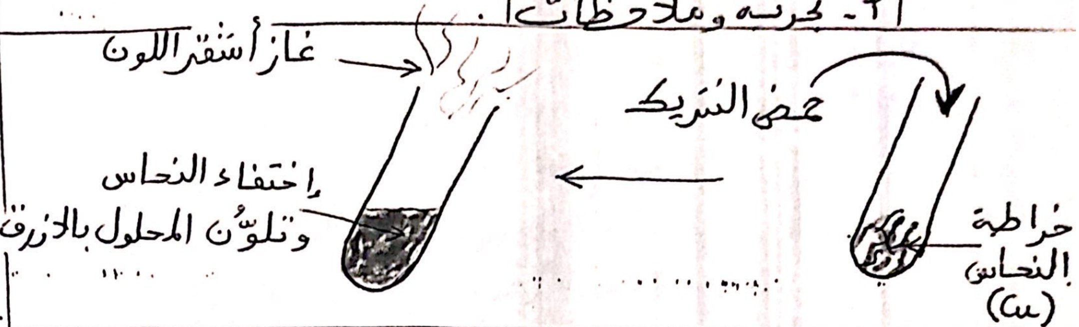
③ الكيمياء الرقيقة
[illegible]

العنصر الكيميائي

I - مفهوم العنصر الكيميائي

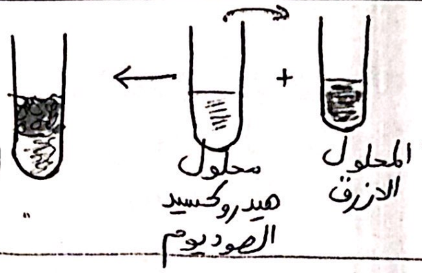
① - تأثير حمض النتريك على النحاس

أ - تجربة وملاحظات :



* يؤثر حمض النتريك على فلز النحاس ونحصل على غاز أول اوكسيد الازوت (العديم اللون) و الذي يتحول (مباشرة بعد تعرضه لأوكسجين الهواء) الى ثاني اوكسيد الأزوت الأشقر اللون

المحلول الأزرق الناتج هو محلول نترات النحاس الثاني حيث يتبيّن ذلك من خلال التجربة ← أيونات النحاس II (Cu^{2+}) تتميز بلونها الأزرق في المحاليل المائية



ب : خلاصة

نستطيع تلخيص التفاعل في المعادلة التالية : حمض النتريك + نحاس ← نترات النحاس II + أول اوكسيد الازوت

② - استرجاع النحاس

بإمكاننا استرجاع النحاس بواسطة :

→ التحليل الكهربائي لمحلول نترات النحاس II حيث نلاحظ توضّع النحاس على شكل راسب أحمر فوق الإلكترود المرتبطة بالقطب السالب

أو بواسطة .

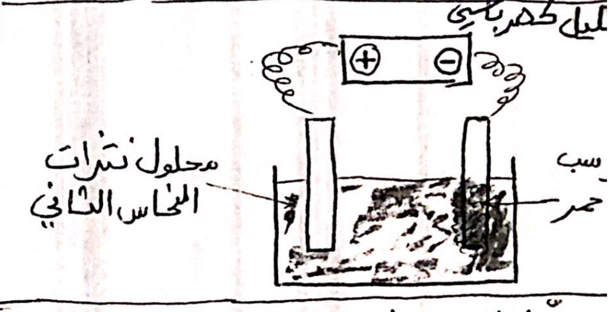
→ التفاعل بين أوكسيد النحاس CuO والكاربون C

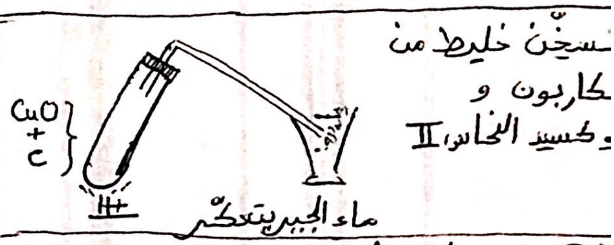
حسب المعادلة

$$2CuO + C \longrightarrow 2Cu + CO_2$$

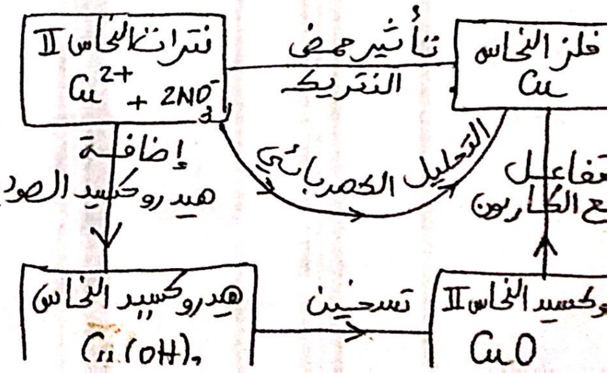
(ملحوظة : نحصل على اوكسيد النحاس II CuO بتسخين محلول هيدروكسيد النحاس II

$$Cu(OH)_2 \xrightarrow{\text{تسخين}} CuO + H_2O$$





③ الحصيلة



④ العنصر الكيميائي

الذاتية الخاصة بالنحاس لم تختفي رغم كل التغيرات التي طرأت على النحاس هذه الذاتية موجودة في فلز النحاس ، نترات النحاس هيدروكسيد النحاس وأوكسيد النحاس وهي ما يسمى بـ عنصر النحاس ، فرغم كل التغيرات التي طرأت على حالة الأجسام لم يتغير العنصر الكيميائي

Scanned with CamScanner

بنية الذرة

③

1- وضعية الالكترونات داخل الذرة

تدور الالكترونات حول النواة ويتميز كل إلكترون بطاقة معيّنة (الطاقة التي يجب توفيرها لإبعاده كليًا عن الذرة) حسب صعوبة نزعه من الذرة لذلك ننسب كل إلكترون الى مستوى طاقي معيّن أو نقول أنه ينتمي الى طبقة إلكترونية معيّنة.

2- الطبقات الالكترونية

تتوزع الالكترونات في الذرة على طبقات إلكترونية (مستويات طاقة) نرمز لها بعدد رئيسي n أو بحروف $(K, L, M, ...)$

كل طبقة تستوعب عددًا محدودا من الالكترونات يحدده مبدأ **باولي** وقاعدة هوند، حيث انه إذا كان رقم الطبقة هو $\boxed{n}$ فإن أقصى عدد من الالكترونات من الممكن أن تستوعبه هو $\boxed{2n^2}$

- المستوى الأول للطاقة ← الطبقة K $(n=1)$ تستوعب إلى غاية $2\times1^2=2$ إلكترون
- المستوى الثاني للطاقة ← الطبقة L $(n=2)$ " " $2\times2^2=8$ إلكترون
- " الثالث " ← " M $(n=3)$ $2\times3^2=18$ إلكترون

ملحوظة: لا يمكن أن يتعدى عدد الالكترونات 8 في الطبقة الخارجية

البنية الالكترونية لذرة معزولة:

$^{7}_{3}Li$ $(Z=3)$ $(K)^2(L)^1$ / $^{35}_{17}Cl$ $(Z=17)$ $(K)^2(L)^8(M)^7$

V- الترتيب الدوري للعناصر الكيميائية.

بعد إكتشاف العديد من العناصر الكيميائية إجتهد العلماء في ترتيبها وتصنيفها حسب خصائص كل منها وتكللت مجهوداتهم بالنجاح بعد نشر العالم الروسي ماندلييف Mendeleev جدوله الشهير سنة 1869 والذي يتضمن ترتيبا للعناصر الكيميائية حسب تصاعد عددها الذري Z

1- وصف للترتيب الدوري للعناصر الكيميائية

سنقتصر في دراستنا على 20 عنصر (الأولى)

الدورات ←

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
$_{1}H$							$_{2}He$
$_{3}Li$	$_{4}Be$	$_{5}B$	$_{6}C$	$_{7}N$	$_{8}O$	$_{9}F$	$_{10}Ne$
$_{11}Na$	$_{12}Mg$	$_{13}Al$	$_{14}Si$	$_{15}P$	$_{16}S$	$_{17}Cl$	$_{18}Ar$
$_{19}K$	$_{20}Ca$						

I: القلويات — II: القلويات الترابية — VII: الهالوجينات — VIII: مجموعة الغازات النادرة

المجموعات

- عناصر نفس المجموعة لها نفس عدد الالكترونات في الطبقة الخارجية لذلك لها خواص فيزيائية وكيميائية متقاربة
- يقدر رقم المجموعة بقدر عدد الالكترونات في المستوى الخارجي للطاقة

القاعدة الثمانية (الثنائية): تسعى كل ذرة الى أن تصبح طبقتها الخارجية مشبعة إما ب 8 إلكترونات أو 2 إلكترون حتى تكون لها بنية إلكترونية شبيهة ببنية الغازات الخاملة لذلك فهي إما تفقد أو تكتسب عدد معيّن من الالكترونات

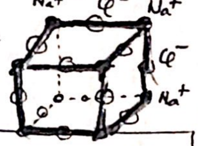
Scanned with CamScanner

٢- الأيونات الأحادية الذرة :

- إذا فقدت الذرة إلكترونا أو أكثر تتحول الى أيون موجب " كاتيون "
- وإذا إكتسبت إلكترونًا أو أكثر تصبح أيونًا سالبًا " أنيون "
- العناصر التي تسعى الى فقدان إلكترونات تسمى بعناصر كهرموجبة
- العناصر التي تسعى الى إكتساب إلكترونات تسمى بالعناصر الكهرسالبة

حسب القاعدة الثمانية (الثنائية) فكل ذرة لها أقل من 4 إلكترونات في المستوى الخارجي للطاقة فهي عنصر كهرموجب وبالتالي تعطي أيونات موجبة (عند فقدانها للإلكترونات) والتي لها أكثر من 4 إلكترونات في الطبقة الالكترونية الخارجية فهي عنصر كهرسالب وتسعى الى إكتساب الكترونات والتحول الى أيون سالب. (المهم أن تكون طبقتها الخارجية مشبعة)

المركبات الايونية تتشكل المركبات الأيونية من أيونات سالبة وأيونات موجبة متراصة بشكل منتظم فهي عبارة عن بلورات وكل بلورة لها شكل هندسي مميز — مثل بلورة كلورور الصوديوم NaCl (مكعب)



H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca						

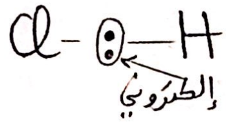
Li^+

Na^+ Ca^{2+} Al^{3+} N^{3-} O^{2-} Cl^-

* كتابة الصيغة يُراعى فيها الحياد الكهربائي
- كلورور الكالسيوم $CaCl_2$ $(Ca^{2+}, 2Cl^-)$
- كلورور الألمنيوم $AlCl_3$ $(Al^{3+}, 3Cl^-)$

* العناصر C , Si (المجموعة IV) ليست لها أيونات ولإشباع مستواها الخارجي للطاقة ترتبط مع ذرات أخرى ضمن روابط تساهمية

③ **مفهوم الرابطة التساهمية** : هي إتحاد بين ذرتين ينتج عن إشراك زوج إلكتروني بينهما بحيث تساهم كل ذرة بإلكترون وهذا الزوج الالكتروني ينتمي في نفس الوقت الى الذرة الأولى والذرة الثانية ويضمن تماسك الرابطة

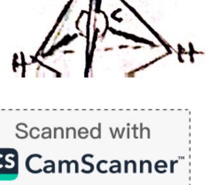


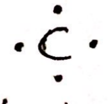
Cl—H

نمثل الرابطة بخط صغير يجمع بين رمزي عنصري الذرتين المترابطتين

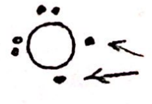
④ **نموذج لويس** : تسمى الالكترونات الموجودة في الطبقة الالكترونية الخارجية بالإلكترونات التكافؤ وعلى مستواها يتم تشكيل الروابط بين الذرات وقد وضع العالم لويس نموذجًا بسيطًا لتحديد عدد الروابط الممكنة بالنسبة لكل ذرة

عدد الروابط في جزيئة تحدد هندستها الفضائية وشكلها خارجي مستوية - مستقيمية أو لها شكل آخر مثل رباعي الأوجه الخاص بجزيئة الميثان CH_4



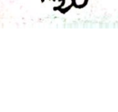


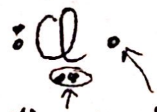
الكاربون رباعي التكافؤ بامكانه إجراء 4 روابط



وجود إلكترونين حرين معناه إمكانية إجراء ترابطتين

مثال H_2O





إلكترون حر (رابط)

زوج إلكتروني (غير رابط)

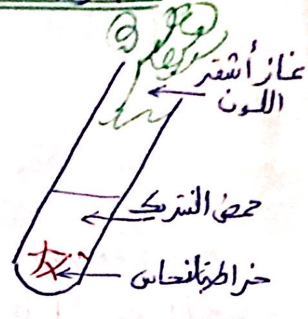
مثال H—Cl

Scanned with CamScanner

العنصر الكيميائي
L'element Chimique

I مفهوم العنصر الكيميائي
I تأثير حمض النتريك على النحاس

1 - تجربة وملاحظات



نضع قليلا من النحاس في أنبوب إختبار و نصب عليه حمض النتريك فنلاحظ :

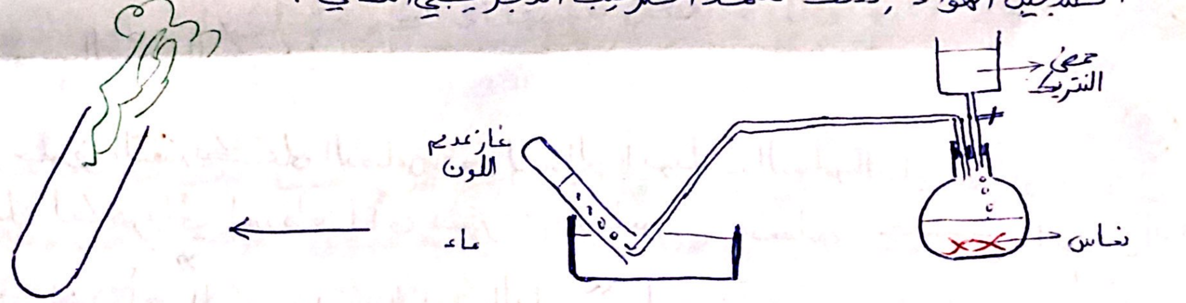
- يحدث تفاعل قوي حيث يتصاعد غاز أشقر اللون و يتلون المحلول بلون أزرق
- و إذا أضفنا الحمض بكمية كافية فإن فلز النحاس يختفي تماما.

2 - استنتاج :
يؤثر حمض النتريك على النحاس فيحدث تفاعل قوي يتصاعد خلاله غاز أشقر و يختفي النحاس و يتلون المحلول بالأزرق.

3 - تعريف وخلاصة

أ - تجربة رقم ① (هوية الغاز)

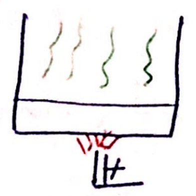
نقوم بنفس التجربة التي تلخص تأثير حمض النتريك على النحاس, لكن في هذه المرة بمعزل عن أكسجين الهواء, لذلك نعتمد التركيب التجريبي التالي.



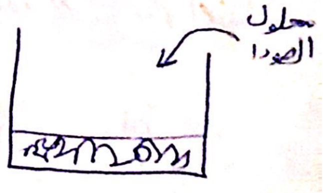
تأثير حمض النتريك على النحاس بمعزل عن الهواء يؤدي إلى تكون غاز عديم اللون ⟵ بتعريض الأنبوب للهواء يصبح الغاز أشقرا.

الغاز الذي له هذه الخاصية هو أحادي أكسيد الأزوت العديم اللون والذي يتحول إلى غاز أشقر ثاني أكسيد الأزوت بمجرد تعرضه الى أكسجين الهواء.

ب - تجربة رقم ② و③ (هوية المحلول)



نسخن قليلا من المحلول الأزرق (ى) المحصل عليه فنلاحظ ~~تكون~~ أنه
~~راسب أزرق مما يدل على وجود أيونات النحاس الثاني~~
بعد تبخره تتكون حثالة زرقاء
وعندما نضيف الى المحلول (ى) قليلا من محلول الصودا يتكون راسب أزرق



نستنتج من خلال هاتين التجربتين أن المحلول (ى) يحتوي على أيونات النحاس الثاني. فالحثالة التي تكونت بعد تبخر السائل هي نترات النحاس II والراسب الأزرق المتكون في التجربة الثانية هو هيدروكسيد النحاس

Scanned with CamScanner

جـ - خلاصة :

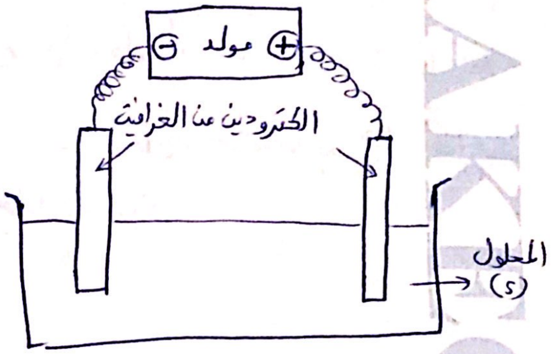
بعد تمييز نواتج التفاعل من الممكن أن نلخص التجربة كالتالي :

حمض النتريك + نحاس ⟵ أول أكسيد الآزوت + نترات النحاس II

(محلول) (صلب) (غاز) (محلول)

د - إسترجاع النحاس :

نقوم بالتحليل الكهربائي للمحلول (د)



ننجز التركيب التالي ، فنلاحظ أنه بعد مرور مدة قصيرة يتموضع جسم صلب أحمر اللون فوق الإلكترود المرتبطة بالقطب السالب (الكاثود)

هذا الجسم لا يمكن أن يكون إلا النحاس وللتأكد من ذلك نعرضه لتأثير حامض النتريك فيتصاعد الغاز الأشقر من جديد .

النحاس تكون نتيجة تحول أيونات النحاس II الى فلز نحاس ولهذا فإن المحلول يفقد لونه الأزرق تدريجيا

من خلال هذه التجربة تمكننا من إسترجاع النحاس .

II مفهوم العنصر الكيميائي

- أثر حمض النتريك على النحاس فحوله إلى أيونات النحاس الثاني ثم بواسطة التحليل الكهربائي إستطعنا أن نسترجع النحاس

نحاس Cu ⇄ أيونات النحاس II Cu^{2+}

نستنتج إذن أن « الذاتية الخاصة بالنحاس » لم تختفي رغم كل التغييرات التي طرأت على النحاس . هذه الذاتية نجدها في فلز النحاس وفي نترات النحاس كما نستطيع أن نجدها أيضا في أي مركب من مركبات النحاس ، هذه الذاتية تسمى عنصر النحاس

- من خلال التجارب السابقة أبرزنا مفهوم العنصر الكيميائي ولاحظنا أنه رغم تغيير حالة الأجسام أثناء التفاعلات الكيميائية وظهور نواتج جديدة فإن العنصر لا يتغير حيث أن مجموع العناصر الكيميائية الموجودة في الأجسام المتفاعلة نجدها كذلك في النواتج عند نهاية التفاعل .
- هناك 92 عنصرا كيميائيا موجودا في الطبيعة تتكون منها كل الأشياء الموجودة في الكون كما يوجد أيضا 15 عناصر غير طبيعية (اصطناعية)
- نرمز إلى كل عنصر كيميائي برمز معين يشتق من أول حرف في إسمه اللاتيني وأحيانا الحرف الأول كبير زيادة على الحرف الثاني (حرف صغير) مثال :

الهيدروجين	H	النحاس	Cu	الصوديوم	Na
الأكسجين	O	الكالسيوم	Ca		

MARRAKECH MOROCCO
Scanned with CamScanner

ملحوظة : بواسطة التحليل الكهربائي حولنا أيونات النحاس II الى نحاس
بإمكاننا أيضا إستعادة فلز النحاس وذلك بتأثير الحديد على محلول نترات النحاس II
حيث انه عندما نضع صفيحة من حديد في الكأس يحتوي على المحلول الأزرق
نلاحظ توضع النحاس على الجزء المغمور من الصفيحة وفقدان المحلول اللون تدريجيا

الذرات

I - مفهوم الذرة

1 - مقدمة تاريخية :

تساءل الانسان منذ القدم عن مكونات المادة وقد حيّر هذا الموضوع العلماء والفلاسفة على حد السواء
فديموقريطس الفيلسوف اليوناني تخيل أن المادة لا يمكن أن تقبل الانقسام الى ما لا نهاية
وقال بأنها تتكون من جسيمات صغيرة جدا لا تقبل الانقسام ولذلك كانت التسمية Atomos
الا أن أفكاره هاته كانت مجرد نظريات فلسفية ، ظهرت التجارب آنذاك عكس فرضيتها
حيث أنه :

* قطعة صغيرة من المسك من الممكن أن تعطر غرفة بأكملها
* قليل من (قطرة من الحبر تستطيع أن تنتشر في كمية كبيرة من الماء وتكسبها لونا أزرقا

فهذه الأمثلة تبين أن المادة قابلة للانقسام الى أجزاء صغيرة جدا وباستمرار
أي عكس فكرة ديموقريطس
الا أنه في الواقع فالمادة يمكن تقسيمها الى أكبر حد لكن ليس الى ما لا نهاية
فبنيتها إذن بنية غير مستمرة (Discontinue)

2 - فرضية دالتون

شهدت سنة 1808 م أكبر حدث بارز في تاريخ الذرة حيث أثبت العالم دالتون تجريبيا
وبحقائق علمية النظرية المنفصلة للمادة وخرج بفرضيته الشهيرة فرضية دالتون وملخصها :

* جميع المواد تتكون من دقائق صغيرة جدا تسمى « ذرات » لا يمكن تجزئتها
* كل مادة لها ذرات خاصة بها متشابهة في الشكل والخواص
* تستطيع ذرات المواد المختلفة أن تتحد إثر تفاعلات كيميائية لتكوين مركبات
* الذرة هي أصغر جزء يدخل في التفاعلات الكيميائية .

II - مكونات الذرة .

1 - وجود الالكترونات

أ - الشحنات الكهربائية .

قضيب من زجاج أو قضيب من البلاستيك يجذب الأجسام الخفيفة بعد حكّهما وذلك بسبب
تكهربه وحمله لشحنات كهربائية .
وهناك نوعان من الشحنات الموجبة والسالبة .
اصطلاحا فالكهرباء السالبة ⊖ هي التي تظهر بعد حك قضيب من الإيبونيت
⊕ " " زجاج

بصفة عامة فتكهرب الأجسام ينتج عن إنتقال الالكترونات والأجسام المتعادلة كهربائيا
تحتوي على نفس العدد من الشحنات السالبة والشحنات الموجبة
الجسم المشحون سالبا يحتوي على زيادة في عدد الالكترونات ....

Scanned with
CamScanner

2- انبعاث الالكترونات

نحصل على انبعاث الالكترونات بواسطة طريقتين :

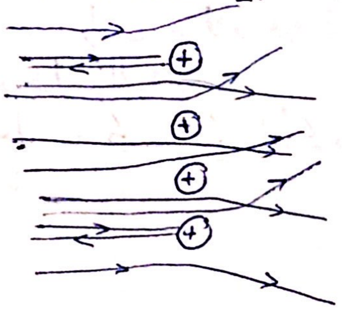
- التأثير الكهرحراري : نتيجة التسخين الشديد تتحرر الالكترونات من بعض ذرات بعض الفلزات
مثل أنبوب التفريغ الكهربائي (أنبوب كروكس) (المدفع الالكتروني)

- التأثير الكهرضوئي : بتسليط أشعة معينة على بعض الفلزات تفقد بعض ذرات الفلزات الكترونا بها التي تنبعث على شكل حزم الكترونية
مثل الأشعة فوق البنفسجية التي تسلط على صفيحة من الزنك

ملحوظة : لا نستطيع رؤية الالكترون مباشرة، لكن نحس بتأثيراته وبوجوده.
والالكترونات من المكونات الأساسية للمادة فهي تدخل في أغلب الظواهر الفيزيائية والكيميائية.

3- وجود النواة :

يرجع الفضل في إبراز وجود النواة الى العالم روترفورد الذي استنتج ذلك من خلال تجربته :
عرّض صفيحة رقيقة من ذهب لوابل من الدقائق α الموجبة الشحنة وذات سرعة كبيرة 20 000 km/s
فلاحظ أن :
- معظم الدقائق α أخترقت الصفيحة دون تغيير في مسارها مما يدل على أنها لم تجد في طريقها أي حاجز يعترضها الشيء الذي يؤكد أن مادة الصفيحة تتضمن فراغات كبيرة
- البعض من هذه الدقائق اخترق الصفيحة مع انحراف في مساره الشيء الذي يدل على وجود مراكز مشحونة موجبا ومما يؤكد هذا الافتراض هو أن بعض الدقائق قد انعكست على الصفيحة أي أنها إلتقت وتصادمت مع هذه المراكز المشحونة التي تتركز فيها أغلبية الكتلة. هذه المراكز التي سماها ب النواة



III نماذج الذرة

من خلال التجارب السابقة يتضح أن الذرة مركبة وقد اقترح روترفورد نموذج لها حيث قال أنها عبارة عن.
- نواة صغيرة توجد في مركز الذرة وهي موجبة الشحنة وتتركز بها أغلبية كتلة الذرة
- والكترونات سالبة الشحنة تحيط بالنواة و تحوم حولها

وفي سنة 1913 طوّر العالم بوهر هذا النموذج حيث شبهه بالنظام الشمسي ونموذج روترفورد - بوهر هذا يصف الذرة على أنها عبارة عن نواة في المركز وتدور حولها الالكترونات حسب مسارات دائرية ومتوزعة بشكل غير مستمر (انظر الشكل)
الا انه حاليا فالنموذج المعمول به والذي يشرح الكثير من الظواهر التي فشل نموذج رترفورد - بوهر في شرحها هو أن الذرة عبارة عن نواة تحيط بها سحابة الكترونية.
لأنه لا يمكننا تحديد موقع الالكترون في لحظة معينة وكل ما يمكن الجزم به هو احتمال وجوده في

MARRAKECH MOROCCO

Scanned with CamScanner

نواة ذرة الليثيوم :
Z = 3
A = 7
تحتوي على
3 بروتونات
4 نوترون

1

بنية الذرة :

الذرة هي أصغر لبنة تشكل المادة
. تتكون الذرة من نواة تحوم حولها إلكترونات
- داخل النواة توجد النويات وهي { نوترونات و بروتونات
- نرمز للبروتون بـ P وهو دقيقة صغيرة جدا مشحونة موجبا
كتلة البروتون $m_p = 1,673.10^{-27} kg$ وشحنة $+e = +1,6.10^{-19} C$
- ونرمز للنوترون بـ n لا شحنة له وكتلة $m_n = 1,675.10^{-27} kg$
- الالكترونات تدور حول النواة وكل إلكترون له :
شحنة سالبة $-e = -1,6.10^{-19} C$ وكتلة $m_e = 9,1.10^{-31} kg$

نلاحظ أن كتلة الالكترون أصغر بكثير من كتلة البروتون أو النوترون (حوالي 2000 مرة) لذلك فأغلبية كتلة المادة تتمركز في النواة

* عموما نرمز للذرة (العنصر الكيميائي) بـ الرمز :

A : عدد الكتلة	$^{A}_{Z}X$
Z : العدد الذري	

A : ترمز الى عدد النويات داخل النواة
Z : ترمز الى عدد البروتونات وفي نفس الوقت عدد الالكترونات

مثال :
عنصر الليثيوم $^{7}_{3}Li$ ذرة الليثيوم لها
{ 7 نويات من بينها
3 بروتونات
و 7-3=4 : نوترونات
ولها 3 : إلكترونات

يتميز العنصر الكيميائي بقيمة العدد الذري
$^{13}_{6}C$ $^{14}_{6}C$ $^{12}_{6}C$
تنتمي الى نفس العنصر الكيميائي , نظائر الكربون

* رمز العنصر الكيميائي يشتق من أول حرف من إسمه اللاتيني (حرف كبير Majuscule) وأحيانا نضيف الحرف الثاني (صغير minuscule) للتمييز بين العناصر

مثال :

الكربون	C	Carbone
الكالسيوم	Ca	Calcium
الكلور	Cl	Clore
النحاس	Cu	Cuivre.

* ملحوظة : لا نستطيع تحديد موضع الالكترون بالضبط لكننا نستطيع تحديد مجموعة المواضع التي من المحتمل أن يتواجد بها
هذه المواضع تشكل سحابة إلكترونية
قطر النواة d أصغر بكثير من قطر الذرة D (حوالي 100 000 ،
أي أن المادة تتضمن فراغات كبيرة

* الذرات التي لها نفس العدد الذري Z وتختلف من حيث عدد الكتلة A تسمى : النظائر

3- توزيع الالكترونات

1- وضعية الالكترونات داخل الذرة.

تدور الالكترونات حول النواة ويتميز كل إلكترون بطاقة معيّنة (الطاقة التي يجب توفيرها لإبعاده كليًا عن الذرة) حسب صعوبة نزعه من الذرة لذلك نُنسب كل إلكترون الى مستوى طاقي معيّن أو نقول أنه ينتمي الى طبقة إلكترونية معيّنة.

2- الطبقات الالكترونية

تتوزع الالكترونات في الذرة على طبقات إلكترونية (مستويات طاقة) نرمز لها بعدد رئيسي n أو بحروف (K, L, M, ...)

كل طبقة تستوعب عددًا محدودا من الالكترونات يحدّده مبدأ باولي وقاعدة هوند (حيث انه إذا كان رقم الطبقة هو $\boxed{n}$ فإن أقصى عدد من الالكترونات من الممكن أن تستوعبه هو $\boxed{2n^2}$

- المستوى الأول للطاقة ⟵ الطبقة K $(n=1)$ تستوعب إلى غاية $2\times1^2=2$ إلكترون
- المستوى الثاني للطاقة ⟵ الطبقة L $(n=2)$ " . " $2\times2^2=8$ إلكترون
- " الثالث " ⟵ " M $(n=3)$ $2\times3^2=18$ إلكترون

ملحوظة: لا يُمكن أن يتعدى عدد الالكترونات 8 في الطبقة الخارجية

البنية الالكترونية لذرة معزولة:

$^{7}_{3}Li$ $(Z=3)$ $(K)^2(L)^1$ / $^{35}_{17}Cl$ $(Z=17)$ $(K)^2(L)^8(M)^7$

V- الترتيب الدوري للعناصر الكيميائية.

بعد إكتشاف العديد من العناصر الكيميائية إجتهد العلماء في ترتيبها و تصنيفها حسب خصائص كل منها و تكللت مجهوداتهم بالنجاح بعد نشر العالم الروسي ماندليييف Mendeleev جدوله الشهير سنة 1869 والذي يتضمّن ترتيبًا للعناصر الكيميائية حسب تصاعد عددها الذري Z

1- وصف للترتيب الدوري للعناصر الكيميائية

سنقتصر في دراستنا على 20 عنصر (الاولى)

الدورات	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
⟵	$_1H$							$_2He$
⟵	$_3Li$	$_4Be$	$_5B$	$_6C$	$_7N$	$_8O$	$_9F$	$_{10}Ne$
⟵	$_{11}Na$	$_{12}Mg$	$_{13}Al$	$_{14}Si$	$_{15}P$	$_{16}S$	$_{17}Cl$	$_{18}Ar$
⟵	$_{19}K$	$_{20}Ca$						
	القلويات	القلويات الترابية					الهالوجينات	مجموعة الغازات النادرة

المجموعات

عناصر المجموعة VIII: مستقرة كيميائيا لأن طبقتها الخارجية مشبعة

- عناصر نفس المجموعة لها نفس عدد الالكترونات في الطبقة الخارجية لذلك لها خواص فيزيائية وكيميائية متقاربة
- يقدر رقم المجموعة بقدر عدد الالكترونات في المستوى الخارجي للطاقة

القاعدة الثمانية (الثنائية): تسعى كل ذرة أن تصبح طبقتها الخارجية مُشبعة إما ب 8 إلكترون أو 2 إلكترون حتى تكون لها بنية إلكترونية شبيهة ببنية الغازات الخاملة لذلك فهي إما تفقد أو تكتسب عدد معيّن من الالكترونات

Scanned with CamScanner

مثــال :

حالة ①

المجموعة تتوفر على طاقة داخلية

$U_1 = E_{c_1} + E_{p_1}$

قنينة تحتوي على غاز

- جزيئات الغاز توجد في حالة حركة عشوائية (لها طاقة حركية للارتجاج (E_c))
- وفيما بينها توجد تأثيرات بينية (لها طاقة وضع تأثير بيني) (E_p)
- مجموع E_c و E_p هو الطاقة الداخلية

حالة ②

تتغير قيمة الطاقة الداخلية للمجموعة

$U_2 = E_{c_2} + E_{p_2}$

تسخين

طاقة ممنوحة بالشغل من الوسط الخارجي الى المجموعة

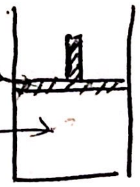
* تتزايد الطاقة الحركية للارتجاج
* وتتغير ايضا طاقة وضع التأثير البيني

وبالتالي تتغير قيمة الطاقة الداخلية للمجموعة

في هذا المثال يتبين أن الشغل المكتسب من طرف المجموعة قد ساهم في تزايد طاقتها الداخلية (المخزونة) بمقدار $\Delta U = U_2 - U_1$

* قد تحتفظ بهذه الطاقة المضافة
* وقد تنجز به شغلا $W = \Delta U$ (في حالة انفلات السدادة مثلا)

بامكاننا حساب قيمة شغل القوى الضاغطة في هذه الحالة .



U_1 له ضغط P_1 و حجم V_1

المجموعة في الحالة ①

من خلال دراسة توازن المكبس في الحالة ②

$F = P_2 S$

شدة القوة التي يطبقها الغاز المحصور

S : مساحة المكبس

Δl : المسافة التي انتقل بها

بعد اكتسابها طاقة بالشغل

الطاقة الداخلية

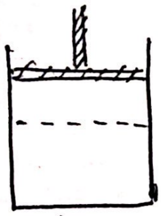
القوة الضاغطة F أنجزت شغلا W

$W = F . \Delta l$

أي $W = P_2 S \Delta l$

$W = P_2 \Delta V$

$$W = P_2 (V_2 - V_1)$$



(مقدار الزيادة)

U_2

يصبح الضغط هو P_2 و الحجم هو V_2.

المجموعة في الحالة ②

تزايدت الطاقة الداخلية للمجموعة بمقدار

$\Delta U = U_2 - U_1 = W$

$\Delta U = P . \Delta V$

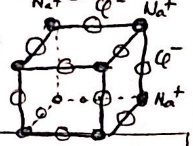
Scanned with CamScanner

ج - الايونات الاحادية الذرة (3):

- إذا فقدت الذرة إلكترونا أو أكثر تتحول الى أيون موجب " كاتيون "
- وإذا إكتسبت إلكترونا أو أكثر تصبح أيونا سالبا " أنيون "
- العناصر التي تسعى الى فقدان إلكترونات تسمى بعناصر كهروجبة
- العناصر التي تسعى الى إكتساب إلكترونات تسمى بالعناصر الكهرسالبة

حسب القاعدة الثمانية (الثنائية) فكل ذرة لها أقل من 4 إلكترونات في المستوى الخارجي للطاقة فهي عنصر كهروجب وبالتالي تعطي أيونات موجبة (عند فقدانها للإلكترونات) والتي لها أكثر من 4 إلكترونات في الطبقة الالكترونية الخارجية فهي عنصر كهرسالب وتسعى الى إكتساب الكترونات والتحول الى أيون سالب. (المهم أن تكون طبقتها الخارجية مشبعة)

المركبات الايونية تتشكل المركبات الأيونية من أيونات سالبة وأيونات موجبة متراصة بشكل منتظم فهي عبارة عن بلورات وكل بلورة لها شكل هندسي مميز — مثل بلورة كلورور الصوديوم NaCl (مكعب)



H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca						

Li^+

Na^+ Ca^{2+} Al^{3+} N^{3-} O^{2-} Cl^-

* كتابة الصيغة يراعى فيها الحياد الكهربائي
- كلورور الكالسيوم $CaCl_2$ $(Ca^{2+}, 2Cl^-)$
- كلورور الألمنيوم $AlCl_3$ $(Al^{3+}, 3Cl^-)$

* العناصر C , Si (المجموعة IV) ليست لها أيونات ولإشباع مستواها الخارجي للطاقة ترتبط مع ذرات أخرى ضمن روابط تساهمية

(3) مفهوم الرابطة التساهمية:

هي إتحاد ذرتين ينتج عن إشراك زوج إلكتروني بينهما بحيث تساهم كل ذرة بإلكترون وهذا الزوج الالكتروني ينتمي في نفس الوقت الى الذرة الأولى والذرة الثانية ويضمن تماسك الرابطة

Cl - (:) - H ← زوج إلكتروني

Cl—H

تمثل الرابطة بخط صغير يجمع بين رمزي عنصري الذرتين المترابطتين

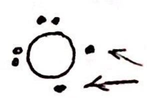
(4) نموذج لويس:

تسمى الالكترونات الموجودة في الطبقة الالكترونية الخارجية بالإلكترونات التكافؤ وعلى مستواها يتم تشكيل الروابط بين الذرات وقد وضع العالم لويس نموذجا بسيطا لتحديد عدد الروابط الممكنة بالنسبة لكل ذرة

عدد الروابط في جزيئة تحدد هندستها الفضائية وشكلها خارجي مستوية - مستقيمة أو لها شكل آخر مثل رباعي الأوجه الخاص بجزيئة الميثان CH4

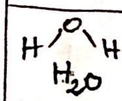
زوج إلكتروني (غير رابط) — إلكترون حر (رابط)

مثال H—Cl



وجود إلكترونين حرين معناه إمكانية إجراء رابطتين

مثال H_2O



الكاربون رباعي التكافؤ بإمكانه إجراء 4 روابط

مثال CH4 تمثيل كرام

Scanned with CamScanner